**Universidade de São Paulo
Instituto de Física
Instituto de Química
Instituto de Biociências
Faculdade de Educação**

Marianna Meirelles Junqueira

**Um estudo sobre o tema interações intermoleculares no
contexto da disciplina de química geral: a necessidade da
superação de uma abordagem classificatória para uma
abordagem molecular**

**São Paulo
2017**

MARIANNA MEIRELLES JUNQUEIRA

Versão Corrigida

**Um estudo sobre o tema interações intermoleculares no
contexto da disciplina de química geral: a necessidade da
superação de uma abordagem classificatória para uma
abordagem molecular**

Tese de doutorado apresentada ao Instituto de Física, ao Instituto de Química, ao Instituto de Biociências e à Faculdade de Educação da Universidade de São Paulo para a obtenção do título de Doutor em Ensino de Ciências.

Área de Concentração:
Ensino de Química

Orientador:
Prof. Dr. Flavio Antonio Maximiano

São Paulo
2017

Autorizo a reprodução e divulgação total ou parcial deste trabalho, por qualquer meio convencional ou eletrônico, para fins de estudo e pesquisa, desde que citada a fonte.

FICHA CATALOGRÁFICA
Preparada pelo Serviço de Biblioteca e Informação
do Instituto de Física da Universidade de São Paulo

Junqueira, Marianna Meirelles

Um estudo sobre o tema interações intermoleculares no contexto da disciplina de química geral: a necessidade da superação de uma abordagem classificatória para uma abordagem molecular. São Paulo, 2017.

Tese (Doutorado) - Universidade de São Paulo. Faculdade de Educação, Instituto de Física, Instituto de Química e Instituto de Biociências.

Orientador: Prof. Dr. Flavio Antonio Maximiano

Área de Concentração: Ensino de Ciências - Ensino de Química

Unitermos: 1. Química - Estudo e ensino; 2. Forças intermoleculares; 3. Interação química; 4. Ensino e aprendizagem; 5. Ensino superior; 6. Avaliação da aprendizagem.

USP/IF/SBI-050/2017

Agradecimentos

A Deus, pela força e coragem para que eu pudesse continuar meus estudos.

Aos meus pais, Frau e Claudia, pela sabedoria em me educar e me tornar a pessoa que sou. A minha irmã Ina, por toda amizade.

Ao Heitor, meu noivo, agradeço o apoio, a compreensão e constante presença companheira.

Ao professor Flavio, pela maneira que mediu a construção do meu conhecimento nesse processo de orientação.

À CAPES pelo apoio financeiro durante um período do curso de doutorado.

Agradeço a todos da minha família e amigos por estarem do meu lado ao longo dessa caminhada!

RESUMO

JUNQUEIRA, Marianna Meirelles. **Um estudo sobre o tema interações intermoleculares no contexto da disciplina de química geral: a necessidade da superação de uma abordagem classificatória para uma abordagem molecular.** 2017. 274f. Tese (Doutorado em Ensino de Ciências) – Instituto de Física, Instituto de Química, Instituto de Biociências e Faculdade de Educação, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2017.

O tema interações intermoleculares é um conceito central dentro do conhecimento químico por permitir, por exemplo, a interpretação de uma série de transformações e propriedades físicas dos materiais. Considerando a carência de estudos que investigam especificamente os processos de ensino e aprendizagem em nível superior, a presente pesquisa objetivou analisar o aprendizado de graduandos em química durante uma disciplina de química geral I, relacionando-o as aulas ministradas aos alunos e a abordagem do tema nos livros didáticos sugeridos para estudo. Para isso, as aulas da disciplina, oferecidas aos alunos ingressantes do curso de química do Instituto de Química da Universidade de São Paulo, foram acompanhadas e gravadas em vídeo; os estudantes responderam alguns questionários para o levantamento das principais dificuldades e lacunas na aprendizagem e os livros didáticos sugeridos foram analisados através de mapas conceituais. A análise dos livros mostrou a complexidade e amplitude do tema por apresentar uma rede de relações conceituais extensa e distribuídas ao longo de diferentes capítulos. Nas análises dos livros e das aulas chamou atenção a abordagem classificatória com que o tema é tratado começando pelas interações que envolvem moléculas polares e depois interações entre moléculas apolares. Na análise das explicações dos alunos foi possível perceber a presença de várias dificuldades ou lacunas como na interpretação das equações das energias potenciais das interações e identificação dos tipos de interações que atuam em distintos contextos. A partir das análises foi feita uma triangulação dos dados que permitiu elencar ideias fundamentais que os alunos precisam compreender sobre o tema sendo essas relacionadas a: uma melhor compreensão da estrutura molecular considerando a geometria da molécula e a distribuição da densidade eletrônica na mesma, parâmetro expresso pelos conceitos polaridade, polarizabilidade e nuvem eletrônica (propriedades moleculares);

necessidade de fazer uma correta diferenciação entre as interações intermoleculares e as ligações químicas; compreender que as mudanças de estado físico estão correlacionadas aos diferentes tipos de interações intermoleculares que atuam nos sistemas; entender que vários tipos de interações intermoleculares podem estar atuando no mesmo sistema e que as forças dispersivas de London são universais; interpretar as equações das energias potenciais que são diretamente proporcionais a propriedade molecular e inversamente a distância; interpretar os valores de energia típicos das interações e também relacionar a intensidade e o alcance; considerar nas ligações de hidrogênio a direcionalidade da interação e a necessidade de sítios para esse tipo de interação (pares de elétrons livres). Essas ideias integraram sugestões para o ensino do tema que vão desde a repensar a forma como as interações intermoleculares são ensinadas na química geral até uma possível retomada da abordagem do tema em disciplinas mais avançadas ampliando e ressignificando a compreensão dos conceitos. Defende-se aqui a necessidade de superar o ensino classificatório do tema interações intermoleculares abordando separadamente os tipos de interações intermoleculares: íon-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo induzido, forças dispersivas de London e ligação de hidrogênio para um ensino com ênfase na estrutura molecular e propriedades moleculares.

Palavras-chave: Interações intermoleculares. Ensino e Aprendizagem. Avaliação do aprendizado. Ensino superior.

ABSTRACT

JUNQUEIRA, Marianna Meirelles. **A study on the topic intermolecular interactions in the context of the course of general chemistry: the need to overcome a classificatory approach to a molecular approach.** 2017. 274f. Tese (Doutorado em Ensino de Ciências) – Instituto de Física, Instituto de Química, Instituto de Biociências e Faculdade de Educação, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2017.

The subject of intermolecular interactions is a central concept within the chemical knowledge because it allows, for example, the interpretation of a series of transformations and physical properties of the materials. Considering the lack of studies that specifically investigate teaching and learning processes at the higher level, the present study is aimed at analyzing the chemistry students' learning in during a general chemistry course, relating the classes given to the students and the approach to the subject suggested textbooks for study. For this, the classes of the course, offered to the incoming chemistry's course students of the Institute of Chemistry of the University of São Paulo, were accompanied and recorded in video; the students answered some questionnaires to survey the main difficulties and gaps in learning and the suggested textbooks were analyzed through concept maps. The analysis of the books showed the complexity and amplitude of the theme by presenting a network of extensive conceptual relationships distributed throughout different chapters. In the analysis of books and classes, the classificatory approach with which the topic is treated, starting with the interactions involving polar molecules and then interactions between apolar molecules, was called attention. In the analysis of the students' explanations, it was possible to perceive the presence of several difficulties or gaps as in the interpretation of the equations of the potential energies of the interactions and identification of the types of interactions that operate in different contexts. From the analyzes, a triangulation of the data was made which allowed to list fundamental ideas that the students need to understand about the subject being related to: a better understanding of the molecular structure considering the geometry of the molecule and its distribution of the electronic density in, expressed parameter by the concepts polarity and polarizability and electronic cloud (molecular properties); the need to make a proper differentiation between intermolecular interactions and chemical bonds; to understand that the changes of physical state are correlated to the different types of intermolecular interactions that operate in the systems; to understand that various

types of intermolecular interactions may be operating in the same system and that London's dispersive forces are universal; interpret the equations of potential energies that are directly proportional to the molecular property and inversely the distance; interpret the energy values typical of the interactions and also relate intensity and range; to consider in the hydrogen bonds the directionality of the interaction and the need of sites for this type of interaction (free electron pairs). These ideas have included suggestions for teaching the subject, ranging from rethinking how intermolecular interactions is taught in general chemistry to a possible resumption of the subject approach in more advanced courses by broadening and redefining the understanding of concepts. It is argued here the need to overcome classificatory teaching of intermolecular interactions by addressing separately the types of intermolecular interactions: ion-dipole, dipole-dipole, dipole-induce dipole, London's dispersive forces and hydrogen bonding for teaching with an emphasis on molecular structure and molecular properties.

Keywords: Intermolecular interactions. Teaching and learning. Assessment of learning. Higher education.

LISTA DE QUADROS

Quadro 1 - As dimensões epistemológica, ontológica e conceitual da evolução conceitual propostas por Pozo e Crespo (2009).

Quadro 2 - Informações sobre os livros didáticos de Química Geral e os fragmentos de texto analisados.

Quadro 3 - Organização dos capítulos apresentados em Kotz, Treichel e Weaver (2010).

Quadro 4 - Organização de acordo com a abordagem do tema Forças Intermoleculares no livro Kotz, Treichel e Weaver (2010).

Quadro 5 - Organização dos capítulos apresentados em Atkins e Jones (2012)

Quadro 6 - Organização de acordo com a abordagem do tema Forças Intermoleculares no livro Atkins e Jones (2012).

Quadro 7 - Informações sobre a organização e conteúdos abordados na primeira aula.

Quadro 8 - Informações sobre a organização e conteúdos abordados na segunda aula.

Quadro 9 - Síntese das características das explicações dos alunos encontradas nos questionários pós-aula I e II.

Quadro 10 - Questão 1 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral I- teste 1.

Quadro 11 - Categorias relacionadas a universalidade das interações dispersivas de London – item (a).

Quadro 12 - Categorias relacionadas as diferentes interações intermoleculares que atuam em um mesmo sistema – item (c)

Quadro 13 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes envolvendo aspectos gerais das interações intermoleculares.

Quadro 14 - Questão 2 aplicada aos estudantes da disciplina Química Geral I.

Quadro 15 - Categorias relacionadas as explicações para as diferenças dos estados físicos de F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 a temperatura ambiente.

Quadro 16 - Questão 3 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral.

Quadro 17 - Categorias relacionadas às explicações para as diferenças dos pontos de ebulição de HCl , HBr e HI .

Quadro 18 - Questão 4 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral- questionário pós-instrução.

Quadro 19 - Categorias relacionadas às explicações para a classificação das substâncias Ne , CH_4 , $CHCl_3$ e CCl_4 em termos da intensidade das interações intermoleculares.

Quadro 20 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes envolvendo mudanças de estado físico.

Quadro 21 - Questões 6 e 8 que envolvem o fenômeno da solubilidade.

Quadro 22- Categorias para o fenômeno de dissolução de gás oxigênio em água.

Quadro 23 - Representações feitas pelos alunos que na resposta dissertativa citaram as interações do tipo dipolo – dipolo induzido.

Quadro 24 - Representações feitas pelos alunos que na resposta dissertativa não citaram as interações do tipo dipolo – dipolo induzido.

Quadro 25 - Categorias para a comparação da dissolução de gás oxigênio em água doce ou salgada.

Quadro 26 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes para o fenômeno da solubilidade.

Quadro 27 - Questão 5 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral- questionário pós-instrução.

Quadro 28 - Categorização das representações do sistema formado por água.

Quadro 29 - Categorização das representações para o sistema formado por etanol.

Quadro 30 - Categorização das representações para o sistema formado por etanol e água.

Quadro 31 - Questão 2b aplicada aos alunos da disciplina Química Geral – teste 2.

Quadro 32 - Categorização das interações identificadas e representações do flurbiprofeno no sítio da PGHS.

Quadro 33 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes envolvendo representações (desenhos) das interações intermoleculares.

Quadro 34 - Quadro resumo com as principais características das explicações considerando os contextos: noções gerais, mudanças de estado físico, solubilidade e representações através de desenhos

Quadro 35 - Nomes usados para designar as interações intermoleculares.

Quadro 36 - Equações simplificadas da energia potencial para os diferentes tipos de interações intermoleculares atuando em fases condensadas. São realçadas apenas as propriedades moleculares que influenciam cada tipo de interação intermolecular e a sua dependência com a distância.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1 - Modelo triádico de Gowin.

Figura 2 - Percurso metodológico para análise dos livros didáticos de Química Geral e obtenção dos mapas conceituais.

Figura 3 - Sequência de ações ocorridas na disciplina de Química Geral I e número de estudantes que participaram.

Figura 4 - Modelo de questionário baseado em slide utilizado em sala de aula.

Figura 5 - **(A)** Fragmento da tabela com os pares numéricos da escala de opinião e número de alunos e **(B)** Gráfico de dispersão elaborado a partir da tabela.

Figura 6 - Mapa conceitual elaborado para as forças intermoleculares apresentadas no capítulo Líquidos e Sólidos (ATKINS; JONES, 2012, p. 172 – 179)

Figura 7 - Mapa conceitual elaborado para o trecho sobre as forças intermoleculares apresentadas no capítulo Líquidos e Sólidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p.520 – 531)

Figura 8 - Mapa conceitual elaborado para a introdução do capítulo Forças intermoleculares, Líquidos e Sólidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p.519 – 520)

Figura 9 - Mapa conceitual elaborado para a introdução do capítulo Líquidos e Sólidos – (ATKINS; JONES, 2012, p. 169 – 170)

Figura 10 - Gráfico com poço de potencial relacionando a variação da energia potencial e a separação internuclear.

Figura 11 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações íon-dipolo (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Figura 12 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações íon – dipolo (ATKINS; JONES, 2012)

Figura 13 - Esquema apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) para discutir hidratação de íons e suas dependências.

Figura 14 - Esquema apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) para mostrar a variação da entalpia de hidratação de íons.

Figura 15 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo – dipolo (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Figura 16 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo - dipolo (ATKINS; JONES, 2012)

Figura 17 - Mapa de densidade eletrônica da molécula de cloro-metano apresentada em Atkins e Jones (2012).

Figura 18 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo – dipolo induzido e forças de London (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Figura 19 - Representação para a interação dipolo-dipolo induzido entre água e gás oxigênio apresentada em Kotz, Treichel e Weaver (2010).

Figura 20 - Imagem usada em Kotz, Treichel e Weaver (2010) para discutir a solubilidade entre iodo, água e tetracloreto de carbono.

Figura 21 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo – dipolo induzido e forças de London (ATKINS; JONES, 2012)

Figura 22 - Mapas de densidade de carga eletrônica apresentados em Atkins e Jones (2012) – a) moléculas cilíndricas vizinhas (p.177), b) moléculas esféricas vizinhas (p.177), c) flutuação rápida da distribuição eletrônica em moléculas vizinhas (p.176).

Figura 23 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: ligação de hidrogênio (ATKINS; JONES, 2012)

Figura 24 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: ligação de hidrogênio (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Figura 25 - Gráficos com os pontos de ebulição de alguns compostos de hidrogênio apresentados em – **(A)** Kotz, Treichel e Weaver (2010) e **(B)** Atkins e Jones (2012).

Figura 26 - Gráfico apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) no tópico resumo das forças intermoleculares.

Figura 27 - Slides usados para discutir: relação com as mudanças de estados físicos das substâncias.

Figura 28 - Imagem apresentada no item I – questionário pós-aula I.

Figura 29 - Slides usados para discutir: relação com os modelos para o estado gasoso.

Figura 30 - Imagem apresentada no item II – questionário pós aula I.

Figura 31 - Slide usado para apresentar e discutir as interações íon-íon.

Figura 32 - Imagem apresentada no item III – questionário pós-aula I.

Figura 33 - Slides usados para apresentar e discutir as interações dipolo – dipolo.

Figura 34 - Imagem apresentada no item IV – questionário pós-aula I.

Figura 35 - Slides usados para apresentar e discutir as ligações de hidrogênio.

Figura 36 - Imagem apresentada no item V – questionário pós-aula I.

Figura 37 - Slides usados para explicar as implicações das ligações de hidrogênio nos valores dos pontos de ebulição.

Figura 38 - Slides usados para explicar as forças dispersivas de London – parte I

Figura 39 - Slides usados para explicar as forças dispersivas de London – parte II.

Figura 40 - Imagem apresentada no item I – questionário pós-aula II.

Figura 41 - Slides usados para explicar as interações dipolo – dipolo induzido.

Figura 42 - Imagem apresentada no item II – questionário pós-aula II.

Figura 43 - Slide com quadro resumo sobre as interações intermoleculares.

Figura 44 - Reconhecimento molecular do flurbiprofeno pelo resíduo Arg120 do sítio ativo da PGHS, via interação iônica e representação de algumas interações do flurbiprofeno com resíduos de aminoácidos (Lages et al., 1998).

Figura 45 - Gráfico da variação dos pontos de ebulição de compostos de hidrogênio com os elementos das famílias 14 a 17.

Figura 46 - Gráfico apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) no tópico resumo das forças intermoleculares.

Figura 47 - Equação da energia potencial total das interações intermoleculares.

Figura 48 -Tabela com as forças intermoleculares e intermoleculares.

Figura 49 - Slide com quadro resumo sobre as interações intermoleculares.

Figura 50 - Representações de interações do tipo ligação de hidrogênio realçando os pares de elétrons livres e a direcionalidade. (A) interações entre duas moléculas de etanol; (B) interação entre três moléculas de HF; (C) interação entre três moléculas de NH₃; (D) interação entre duas moléculas de H₂O e uma molécula de NH₃; (E) interação entre três moléculas de metanol.

LISTA DE TABELAS

Tabela 1 - Grupos de conceitos e números de ligações entre os conceitos apresentados nos mapas das figuras 6 e 7, p. 69 e 70.

Tabela 2 - Número de alunos e interações intermoleculares identificadas para Ne, CH₄, CHCl₃ e CCl₄.

LISTA DE GRÁFICOS

Gráfico 1 - Novidade e compreensão do item I: relação com as mudanças de estados físicos.

Gráfico 2 - Novidade e compreensão do item II: relação com os modelos para o estado gasoso.

Gráfico 3 - Novidade e compreensão do item III: interações íon-íon.

Gráfico 4 - Distribuição das características das interações íon-íon citadas pelos estudantes

Gráfico 5 - Novidade e compreensão do item IV: interações dipolo - dipolo.

Gráfico 6 - Novidade e compreensão do item V: interações do tipo ligação de hidrogênio.

Gráfico 7 - Novidade e compreensão do item VI: ligação de hidrogênio - gráfico com a variação das temperaturas de ebulição.

Gráfico 8 - Novidade e compreensão do item I: forças dispersivas de London.

Gráfico 9 - Novidade e compreensão do item II: interações dipolo-dipolo induzido

Gráfico 10 - Novidade e compreensão do item III: quadro resumo sobre as interações intermoleculares.

Gráfico 11 - Primeira aula: número de respostas com aspectos obscuros, equívocos conceituais e deixadas em branco.

Gráfico 12 - Segunda aula: número de respostas com aspectos obscuros, equívocos conceituais e deixadas em branco.

SUMÁRIO

APRESENTAÇÃO	17
CAPÍTULO 1 - Uma breve revisão da literatura sobre o tema interações intermoleculares	21
CAPÍTULO 2 - Concepção de aprendizagem conceitual que orienta este estudo....	31
CAPÍTULO 3 – Objetivos	39
CAPÍTULO 4 – Procedimentos metodológicos	42
4.1 <i>Locus</i> da pesquisa	43
4.2 Coleta e tratamento dos dados	44
4.2.1 Análise dos livros didáticos de Química Geral	44
4.2.2 Acompanhamento das aulas da disciplina de Química Geral I	48
4.2.3 Elaboração e análise dos questionários pós-aula I e II	50
4.2.4 Elaboração e análise de questionário pós-instrução e a prova	54
CAPÍTULO 5 – Análise dos livros didáticos	56
5.1 Uma visão geral do tema nos livros didáticos	57
5.2 Os capítulos específicos sobre as interações intermoleculares	66
5.3 Considerações sobre a análise dos livros didáticos	86
CAPÍTULO 6 – Análise das aulas sobre o tema interações intermoleculares	93
6.1 A primeira aula	94
6.2 A segunda aula	118
6.3 Considerações sobre a análise dos questionários pós-aula I e II	130
CAPÍTULO 7 – Análise dos questionários pós-instrução e prova	136
7.1 Noções gerais sobre as interações intermoleculares: questão 1	137
7.2 Mudanças de estado físico – questões 2, 3 e 4	144
7.3 Relacionando as interações intermoleculares com o fenômeno da solubilidade – questões 6 e 8	166
7.4 Identificando e representando as interações intermoleculares através de desenhos – questões 5 e 7	188
7.5 Considerações sobre as principais características das explicações dos estudantes	207
CAPÍTULO 8 – Implicações e sugestões para o ensino e o aprendizado.....	211
CONCLUSÕES	238
REFERÊNCIAS	241

APÊNDICES	246
Apêndice A – Questionário pós aula I	247
Apêndice B – Questionário pós aula II	250
Apêndice C – Questionário pós-instrução	252
Apêndice D – Questões da prova	254
Apêndice E – Mapas conceituais dos fragmentos dos livros didáticos	256
Apêndice F – Descrição das aulas	267
Apêndice G – Quadro resumo com as principais características das explicações dos alunos	272

APRESENTAÇÃO

A compreensão da natureza corpuscular da matéria, dos conceitos de movimento intrínseco e vazio, ou a transição entre os diferentes estados da matéria requer entender relação entre interações. [...] Entender as noções científicas de calor, energia, força e movimento ou corrente elétrica significa interpretá-las também como relações de interação dentro de um sistema físico. Da mesma maneira, entender o funcionamento do corpo humano, a saúde, a doença ou as relações dentro de um ecossistema como um sistema de interações é um requisito essencial para a compreensão de alguns conceitos biológicos. (POZO; CRESPO, 2009, p. 116)

O conceito de interação é um dos esquemas conceituais que subjaz o conhecimento científico (POZO; CRESPO, 2009). No contexto da química Pozo e Crespo (2009) defendem que a ideia da natureza da matéria como um sistema de interação entre partículas é um princípio conceitual que deve ser ensinado desde a educação básica. Nesse sentido, a presente pesquisa focou, especificamente no tema interações intermoleculares que pode ser tido como um dos conceitos estruturais da química por permitir a explicação e entendimento da natureza da matéria, suas transformações e propriedades, objeto que define a própria ciência química (PEREIRA, 2010). Reis também aponta que “os três grandes pilares da química que nos dão sustentação para tentar explicar e entender a natureza íntima da matéria e suas transformações são estrutura atômica, ligações químicas e forças intermoleculares” (2008, p. 7).

O conhecimento de como se dão as interações intermoleculares auxilia na compreensão de diversos fenômenos, pois explicam propriedades como solubilidade, volatilidade, ponto de fusão e ponto de ebulição, entre outras. Por consequência, o tema é transversal no currículo de um curso de química e é fundamental na formação do químico, seja para a atuação como docente na educação básica ou superior, em indústrias ou pesquisas acadêmicas.

Pensando em uma estrutura curricular pode-se afirmar que o tema de interesse permeia todo o ensino começando a ser apresentado na educação básica, momento em que se aborda o conteúdo sem aprofundamento. Tipicamente durante o primeiro ano do ensino médio são expostos os tipos de interações intermoleculares dipolo-dipolo, dipolo induzido-dipolo induzido e ligações de hidrogênio logo após a

discussão sobre as ligações químicas (FONSECA, 2013; ANTUNES, 2013)¹. Esse tema também é retomado em alguns materiais da terceira série do ensino médio ao mostrar relações entre as interações intermoleculares e as propriedades físicas de compostos orgânicos, como por exemplo, sua influência na variação das temperaturas de ebulição de uma série de álcoois com cadeias carbônicas de diferentes tamanhos (FONSECA, 2013; ANTUNES, 2013).

No curso de graduação, especificamente na disciplina de química geral, após as exposições sobre as ligações químicas os alunos têm uma noção geral sobre quais são os principais tipos de interações intermoleculares sendo eles: íon-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo induzido, dipolo induzido-dipolo induzido e ligações de hidrogênio. Contudo o conteúdo é apresentado na maioria das vezes com ênfase na classificação dos diferentes tipos de interações (REIS, 2008). Nas disciplinas de química orgânica o conteúdo parece estar muito presente nas aulas, tendo sido apontado por professores universitários desta área como um dos conceitos básicos desta disciplina (RODRIGUES; Da-SILVA; QUADROS, 2011). Na química orgânica os diferentes tipos de interações intermoleculares costumam ser usados para correlacionar a estrutura das moléculas orgânicas com a variação de algumas propriedades físicas como pontos de ebulição e solubilidade. Nas disciplinas de bioquímica as interações intermoleculares estão relacionadas por exemplo, as estruturas das macromoléculas biológicas como proteínas e DNA, a ligação entre um substrato e uma enzima, e aos processos bioquímicos celulares que são mediados por interações intermoleculares. Na química analítica o tema se faz presente em alguns métodos de separação como cromatografia. Na área da físico-química estão presentes em discussões envolvendo equilíbrios físicos. As interações intermoleculares também são importantes para estudos sobre os polímeros, macromoléculas que apresentam características distintas dos seus monômeros em partes devido as interações entre as suas moléculas (WAN; GALEMBECK; GALEMBECK, 2001).

O tema das interações intermoleculares está presente nas diferentes áreas da química com inúmeras aplicações, porém acredita-se que seja inserido e abordado no ensino de modo fragmentado, sem relação entre as diferentes disciplinas e sem um momento de consolidação do conhecimento, o qual poderia auxiliar sua

---

¹ Livros aprovados no PNLD – Programa Nacional do Livro Didático de 2014.

aprendizagem. A fragmentação do conteúdo ao longo do ensino, onde não há uma ligação entre o que é abordado nas várias disciplinas, possivelmente dificulte o entendimento de seus significados e, mais ainda, contribua para que o aluno não tome consciência da centralidade do tema para o conhecimento químico. Essa disposição, convencionalmente existente nas práticas de ensino e em grande parte dos livros didáticos, pode dificultar o estabelecimento de relações entre os conceitos envolvidos no tema e, portanto, a construção de modelos explicativos mais lógicos e coesos.

Nessa perspectiva, vários questionamentos ainda não têm respostas, como: a abordagem que ocorre na química geral é suficiente para o entendimento das ideias fundamentais das interações intermoleculares? O uso das interações intermoleculares nas áreas da bioquímica, orgânica e físico-química permite que o aluno desenvolva uma compreensão clara e profunda sobre as interações intermoleculares? Quais os objetivos de ensino nos diferentes momentos em que o tema interações intermoleculares é apresentado (consolidação, aplicação, explicação dos fenômenos, etc.)? Quando tratado nas diferentes disciplinas o tema é ampliado ou ressignificado de forma mais abrangente, inclusiva ou mais diferenciado? Existe algum momento de consolidação do tema no currículo do curso de química? Se não, um momento de consolidação do estudo desse conceito, no nível superior, poderia auxiliar os estudantes em uma melhor apropriação desse ao longo de sua vida acadêmica e profissional? Como deveria ser um momento de consolidação do tema e o que deveria se esperar que os alunos compreendam? Quais os significados atribuídos pelos docentes de disciplinas universitárias e pesquisadores às interações intermoleculares? Como os docentes usam e se apropriam do conceito interações intermoleculares nas aulas de química? Como os docentes atuam e organizam as atividades de sala de aula, de modo a favorecer o desenvolvimento do conceito envolvido?

Os vários questionamentos abrem inúmeras possibilidades de pesquisa do tema interações intermoleculares no ensino superior. Especificamente aqui não houve uma análise de todo o currículo de um curso de química e suas relações com o tema das interações intermoleculares. Foi feito um recorte e considerado o contexto da disciplina de química geral I, pois é o primeiro momento em que o tema é apresentado no curso de química e também é o momento em que o tema é abordado formalmente.

Nesse sentido o presente estudo foi orientado pela seguinte questão de pesquisa: *Quais conhecimentos sobre o tema interações intermoleculares são usados*

por graduandos em química para interpretar alguns fenômenos durante um curso de Química Geral I?

Indica-se como hipótese que os alunos reconhecem a existência das interações intermoleculares, porém não se apropriam efetivamente de ideias fundamentais das interações intermoleculares para explicar os fenômenos e não tem consciência da centralidade do tema para o conhecimento químico. Buscando contemplar a hipótese da pesquisa, a investigação proposta apoia-se na importância de se analisar o aprendizado dos alunos e realizar um levantamento da organização conceitual do tema em livros didáticos de química geral. Além de descrever e estudar como o ensino do tema tem se efetivado em uma situação real do ensino superior, especificamente durante um curso de química geral I oferecido no Instituto de Química da Universidade de São Paulo – campus capital. Tais informações são importantes e necessárias para subsidiar as futuras práticas educacionais, a elaboração de materiais didáticos, bem como, a definição das metas educacionais e a elaboração da estrutura curricular.

No que se refere à estrutura do texto, no primeiro capítulo é apresentada uma breve revisão de literatura para situar como o tema interações intermoleculares tem sido estudado pela área de ensino de química.

No segundo capítulo é delineada uma perspectiva de compreensão para a aprendizagem de conceitos que orientou o desenvolvimento do estudo. Seguido da apresentação dos objetivos que subsidiaram a realização da pesquisa.

No quarto capítulo é exposta a construção do eixo metodológico explicitando o contexto de pesquisa, a elaboração dos instrumentos de coleta de dados, os próprios momentos de coleta de dados e o tratamento analítico.

Nos capítulos cinco, seis e sete são relatados os resultados e discussões das análises, respectivamente, dos livros didáticos de química geral, das aulas do tema na disciplina de química geral I e das respostas dos estudantes aos questionários. Fechando o capítulo sete foi exposto um quadro resumo com as principais características explicitadas nas respostas dos estudantes.

No oitavo capítulo desta tese são apresentadas algumas implicações e sugestões para o ensino do tema interações intermoleculares baseadas nas análises realizadas. Também é apresentado o item conclusões no qual são explicitados os principais resultados decorrentes da pesquisa. Por fim tem-se o conjunto de referências citadas no corpo do texto e alguns apêndices.

CAPÍTULO 1

**Uma breve revisão da literatura sobre o tema
interações intermoleculares**

A seguir, apresenta-se uma breve revisão de literatura sobre os trabalhos que abordam o tema das interações intermoleculares a fim de realçar o que tem sido estudado na área de ensino de química.² O texto está dividido em estudos relativos as concepções dos alunos, propostas de ensino e análise do tema em livros didáticos.

Ao pensar em interações intermoleculares, logo ocorre a associação dos contatos que incidem entre as moléculas em determinado sistema (REIS, 2008). Todavia, o que acontece frequentemente, é que se confundem interações intermoleculares com as ligações químicas, também conhecidas como interações intramoleculares (TABER, 1995; FERNANDEZ; MARCONDES, 2006). Contudo, “enquanto as forças intramoleculares mantêm os átomos em uma molécula e constituem a base para a racionalização das propriedades químicas, as forças intermoleculares são responsáveis por todas as propriedades físicas da matéria” (ROCHA, 2001, p. 36).

Na literatura há um número expressivo de pesquisas sobre concepções alternativas para ligações iônica, covalente e metálica, entretanto os estudos sobre as concepções dos estudantes para interações intermoleculares ainda não são tão expressivos, como para outros temas de ensino de química (TARHAN et al, 2008; SCHMIDT; KAUFMANN; TREAGUST, 2009). Os estudantes da educação básica possuem a ideia de que as interações intermoleculares são mais fortes do que as intramoleculares (PETERSON; TREAGUST, 1989), e apresentam grande dificuldade na compreensão da relação entre as interações intermoleculares e as propriedades físicas (PETERSON; TREAGUST, 1989; TABER, 1995). Peterson (1993) mostrou que até mesmo alguns estudantes universitários pensam que as interações intramoleculares são rompidas nas mudanças de estado, ao invés das interações intermoleculares. Em outra investigação, Coll e Taylor (2001) relataram que alunos dos diferentes níveis de escolaridade imaginavam que as interações intermoleculares eram influenciadas pela gravidade.

São encontrados poucos trabalhos que tratam especificamente a aprendizagem das interações intermoleculares ou as concepções de estudantes envolvidas na temática. Nesse cenário, destaca-se o trabalho de Cooper, Williams e

---

² Foram feitas buscas no período compreendido entre os anos 2000 e 2015 em alguns periódicos nacionais e internacionais de ampla circulação na área de ensino de ciências e alguns congressos nacionais da área. A revisão bibliográfica não abrangeu todos os periódicos da área e também não contemplou as dissertações e teses produzidas sobre o tema.

Underwood (2015) que investigaram estudantes cursando química geral II nos Estados Unidos a respeito de suas concepções sobre ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo e interações dispersivas de London. Os estudantes expressaram sua compreensão sobre as interações e representaram-nas considerando um sistema composto por etanol; foi solicitado um desenho para cada tipo de interação. Tanto os desenhos quanto as respostas foram analisados levando em conta se as interações eram entre moléculas, na própria molécula ou ambíguas, por não permitirem perceber a localização da interação.

Os resultados indicaram que muitos estudantes não concebem a ação de interações intermoleculares entre as moléculas e os desenhos foram mais eficientes para visualizar a sua localização se comparado às respostas dissertativas. Os alunos confundiram todas as interações intermoleculares com as ligações químicas e somente 10% dos estudantes representaram as ligações de hidrogênio adequadamente. Foi destacada também a dificuldade em interpretar as respostas dos estudantes devido ao uso impreciso de conceitos como: átomo ao invés de molécula (COOPER; WILLIAMS; UNDERWOOD, 2015).

As analogias ou comparações criativas usadas para compreender as forças inter e intramoleculares por futuros professores, que cursaram o primeiro ano do curso de química na Turquia também foram investigadas através de um questionário que solicitava aos estudantes explicitar com o que os conceitos: ligações covalentes apolares, força dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio, ligação iônica, ligação covalente, ligação covalente polar e forças de van der Waals, eram parecidos e porquê (SENDUR, 2014). Em um segundo momento, alguns estudantes foram entrevistados para explicar suas compreensões. Várias analogias foram encontradas e organizadas em tabelas; as mesmas foram baseadas na formação e intensidade dos diferentes tipos de forças. Especificamente nas descrições das analogias das forças intermoleculares notou-se que todos os tipos foram confundidos com as ligações químicas deixando explícito que ocorrem entre átomos de uma mesma molécula. Os estudantes também apresentaram dificuldade em compreender a intensidade das interações intermoleculares, podendo ser mais forte que uma ligação química.

Na educação básica, alunos entre 16 e 19 anos de idade, foram investigados a respeito de suas compreensões para os pontos de ebulição e as forças intermoleculares de compostos orgânicos na Alemanha (SCHMIDT; KAUFMANN; TREAGUST, 2009). Nesse estudo, os estudantes responderam 20 questões de

múltipla escolha solicitando em oito casos que escolhessem o composto que apresenta o maior ponto de ebulição e nos demais tiveram que escolher os compostos que apresentam ligações de hidrogênio entre suas moléculas. Para alguns itens foi solicitada uma justificativa. A maioria dos estudantes indicou que as ligações covalentes são rompidas nas mudanças de estado. Para a identificação das ligações de hidrogênio a ideia mais usada foi que a molécula precisa conter oxigênio e hidrogênio em sequência para ter a ação desse tipo de interação.

No Brasil, Maia e Justi (2010) buscaram identificar os conhecimentos prévios mobilizados por estudantes do ensino médio para explicar as interações entre uma cola e a madeira através de uma atividade de modelagem. A atividade foi gravada em vídeo e coletados dados escritos. Nas explicações a pergunta 'Por que a cola cola?' dois grupos simplesmente afirmaram existir afinidade entre os materiais, outro desenhou e explicou um modelo baseado no mecanismo chave-fechadura e os outros três usaram conhecimentos de ligações iônicas e indução sugerindo que íons presentes na cola induzem cargas na madeira para formar uma ligação. Esses estudantes não tinham estudado as interações intermoleculares e adequaram seus modelos e conhecimentos prévios para uma nova situação, principalmente ideias relacionadas as ligações iônicas e processos de indução.

Alguns estudantes brasileiros, também do ensino médio, anotaram quatro palavras que têm alguma relação com as forças intermoleculares para permitir o levantamento das principais ideias sobre a temática (MELO; REGIANI, 2011). A maioria dos alunos associou ao tema a palavra ligações, seguido dos termos força, dipolo e os elementos químicos hidrogênio, oxigênio e flúor. Ao realizar o mesmo estudo com licenciandos em química cursando química geral foram recorrentes os termos molécula e força, seguidos de átomo, elétrons, prótons, nêutrons e estados físicos. Ao escreverem o que vem à mente sobre as forças intermoleculares os estudantes dos diferentes níveis de escolaridade também deixaram evidente que as interações intermoleculares podem ocorrer entre átomos, moléculas ou íons.

Relacionado as concepções dos estudantes também tem-se dois estudos que analisaram os conceitos cobrados em questões de exames de grande escala considerando públicos distintos (LUXFORD; HOLME, 2015; SILVA et al, 2010). Nos Estados Unidos os alunos do final do primeiro ano, após cursarem as disciplinas de Química Geral I e II, são submetidos a um exame elaborado pela Sociedade de Química Americana. Esse exame não é restrito aos alunos que vão seguir a carreira

de químico, mas para todos que seguem carreiras científicas e cursam as disciplinas iniciais. Fazendo um levantamento dos principais temas cobrados nos exames dos últimos 20 anos, Luxford e Holme (2015) constataram dez grandes temas sendo eles: átomos, ligação, estrutura, interações intermoleculares, reações, energia, cinética, equilíbrio, experimentos e visualização. Especificamente as interações intermoleculares foram à segunda ideia mais cobrada perfazendo 15,4% das questões mostrando novamente a importância desse tema para a compreensão do conhecimento químico. Nesse tema, o item mais solicitado foi a compreensão de que as interações intermoleculares são mais fracas do que as ligações químicas, se consideradas individualmente. Porém muitas dessas interações juntas podem levar a uma interação global forte. Considerando que o exame é aplicado para alunos de diferentes áreas, os autores destacaram a falta de questões envolvendo moléculas grandes ou moléculas biológicas.

No Brasil não há exames aplicados em grande escala para alunos que acabaram de cursar as disciplinas de química geral, porém são encontrados os exames denominados vestibulares que selecionam os ingressantes do ensino superior. Nesse contexto, ao investigar as provas do vestibular da UNESP entre 1990 e 2006 foi constatado que as forças intermoleculares estão entre os conceitos menos exigidos, portanto menos frequentes nas questões (SILVA et al, 2010). Os mais frequentes são: cálculos estequiométricos, equações químicas e balanceamento, solubilidade e concentrações, reações de oxirredução e equilíbrio ácido-base. Não foi feita nenhuma discussão sobre as forças intermoleculares e as implicações devido à baixa frequência nas questões dos vestibulares.

Para a abordagem das interações intermoleculares Francisco-Júnior (2008) propôs que inicialmente fossem levantadas as concepções dos estudantes de um cursinho pré-vestibular solicitando que os mesmos escrevessem quatro palavras que tem alguma relação com o tema, seguido de um excerto sobre o que vem à mente sobre as interações. Grande parte dos alunos associou as interações intermoleculares aos termos mistura, moléculas, polaridade, ligação e substância. As concepções iniciais dos estudantes foram: acreditar que as interações intermoleculares acontecem apenas entre moléculas de diferentes espécies químicas, ou seja, substâncias diferentes; as interações intermoleculares só ocorrem quando as substâncias se misturam de forma homogênea; ausência de um conhecimento que remete a possibilidade de diferentes intensidades das interações intermoleculares.

Na segunda etapa da abordagem foram propostos problemas para que os estudantes percebessem que as interações intermoleculares também ocorrem entre moléculas idênticas. Na terceira etapa foram realizados testes experimentais de solubilidade. E por fim, na última etapa os estudantes responderam um questionário com duas questões problemas; a primeira apresentava seis substâncias e os estudantes tinham que prever quais misturas seriam homogêneas ou heterogêneas; na segunda questão foram mostradas as estruturas das vitaminas A e C e era necessário indicar qual substância teria o maior ponto de ebulição e maior solubilidade em água. As respostas ao questionário pós-instrução indicaram uma evolução positiva das concepções dos estudantes; dentre os 14 alunos que responderam, 11 o fizeram de maneira correta (FRANCISCO-JÚNIOR, 2008). No trabalho não foi exposto nenhum exemplo de resposta considerada correta.

Na Turquia foi experimentada uma abordagem para discussão das interações do tipo dipolo-dipolo, forças de London e ligação de hidrogênio com alunos do 9º ano através da metodologia de resolução de problemas (TARHAN et al, 2008). Um grupo experimental foi submetido a discussões e reflexões envolvendo problemas e um grupo controle teve uma abordagem tradicional das interações intermoleculares; ambos responderam questionários pré e pós-instrução. No pré-teste as concepções dos estudantes não diferiram entre os grupos e foram observadas algumas concepções alternativas. Por outro lado, após a instrução não foram encontradas concepções alternativas no grupo experimental sugerindo a eficiência da aprendizagem por resolução de problemas. Contudo, no grupo controle foram notadas concepções alternativas como: as interações intermoleculares são mais fortes do que as intramoleculares, as ligações de hidrogênio ocorrem em qualquer molécula que tem hidrogênio, a ideia de que as moléculas apolares podem passar a ter um momento de dipolo permanente a partir da ação das forças dispersivas de London, e todas as moléculas atuam com interações do tipo dipolo-dipolo, porém com intensidades diferentes.

Outros trabalhos sugerem abordagens para o tema interações intermoleculares, seja no ensino superior ou educação básica, mas não foram colocados em prática e avaliados. No caso do ensino superior Peckham e McNaught (2012) chamam atenção para alguns aspectos normalmente discutidos no primeiro ano do curso de química. Muitas vezes as relações observadas entre as interações intermoleculares e os pontos de ebulição de vários compostos são tomadas como

referência e expandidas para outras propriedades como: ponto de fusão, viscosidade, tensão superficial e outras. Porém, existem algumas exceções que não seguem exatamente o que estava previsto pelas interações intermoleculares, pois, outros fatores também influenciam as propriedades físicas. A exemplo era esperado que os pontos de ebulição e fusão fossem diretamente relacionados às interações intermoleculares na série metanol, etanol e propan-1-ol. Nesse sentido, o número de elétrons aumenta do metanol para o propan-1-ol e o mesmo ocorre para o ponto de ebulição. Todavia o oposto é observado para os pontos de fusão, tem-se um aumento do propan-1-ol para o metanol. Este exemplo mostra que as propriedades físicas dependem das interações intermoleculares, mas não de maneira exclusiva. Os autores não defendem um aprofundamento na análise das propriedades físicas durante um curso de química introdutório, mas recomendam que os alunos sejam conscientes que as relações entre as interações intermoleculares e algumas propriedades físicas não é tão direta quanto no caso dos pontos de ebulição.

Em outra perspectiva, Battle e Allen (2012) defendem o uso da base de conhecimento IsoStar^{®3} para a abordagem das interações intermoleculares. Trata-se de um sistema contendo informações espaciais e geométricas de várias interações entre pequenas moléculas e proteínas. O artigo ressalta as facilidades fornecidas pelo sistema para explorar principalmente as ligações de hidrogênio, tão importantes para os estudantes de bioquímica, biologia, farmácia e medicina. Não foram comentados sobre relatos de aplicação prática do sistema.

A utilização de experimentos tem sido apresentada no cenário brasileiro como uma maneira de discutir sobre as interações intermoleculares nas aulas. Brandão, Machado e Suarez (2009) relataram a possível aplicação de dois experimentos no ensino médio com materiais de baixo custo e do dia a dia para discutir as interações intermoleculares. São experimentos para testar a viscosidade e a densidade de óleos de girassol, soja, mamona e do biodiesel produzido a partir de óleo de soja. O procedimento experimental empregado não foi detalhado, provavelmente pela falta de espaço por se tratar de um resumo apresentado na Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química. Os autores citaram que o uso de

---

³ IsoStar® é uma aplicação da web que fornece milhares de diagramas de dispersão 3D interativos que mostram a probabilidade de ocorrência e características espaciais das interações entre pares de grupos químicos funcionais (BATTLE; ALLEN, 2012).

temas atuais como o biodiesel permite relacionar o cotidiano a ciência podendo facilitar o aprendizado.

No trabalho de Fraceto e Lima (2003) também é descrito um experimento envolvendo cromatografia em papel para separação de corantes em pastilhas de chocolate. A discussão dos resultados experimentais observados, ou seja, migrações diferentes para cada tipo de corante está associada as interações intermoleculares entre os componentes em análise. Desse modo, o experimento apresentado permite uma interface entre as interações intermoleculares e um método de separação de misturas. Os autores não sugeriram o nível de ensino para a realização do experimento, mas acredita-se que possa ser realizado tanto na educação básica quanto no ensino superior dependendo do encaminhamento das discussões.

As atividades experimentais: por que o papel molha e o plástico não, funcionamento dos 'cristais de gel' para plantas e a eficiência das fraldas descartáveis, foram aplicadas a alunos do 1º ano do ensino médio, mas o artigo de Curi (2006) não tinha como objetivo avaliar a aplicação e sim apresentar uma sequência de experimentos que podem auxiliar na abordagem das interações intermoleculares. As discussões envolvendo os resultados dos três experimentos utilizando materiais poliméricos, mediadas por ações do professor, permitem relacionar as propriedades dos materiais empregados em função da sua estrutura molecular e das interações intermoleculares.

Ainda são escassas análises do tema interações intermoleculares em materiais didáticos. Nesse contexto, a sequência em que as ligações químicas e as interações intermoleculares foram apresentadas em 14 livros didáticos de química geral foi investigada por Tsaparlis e Pappa (2011). Em quase todas as obras as ligações químicas são expostas antes das interações intermoleculares; as últimas são encontradas em diferentes ordens nos materiais didáticos e alguns destacam as ligações de hidrogênio. Inclusive em quatro obras só foram mencionadas a existência das ligações de hidrogênio.

As questões apresentadas em dez livros didáticos de química geral sobre as ligações químicas e interações intermoleculares foram investigadas para verificar o tipo de solicitação e o conhecimento necessário (PAPPA; TSAPARLIS, 2011). Foram encontradas 795 e 128 perguntas respectivamente para ligações químicas e interações intermoleculares. A análise indicou que 93% dos questionamentos sobre as interações intermoleculares são fechados ou objetivos por solicitarem respostas

curtas como completar a sentença ou escolher uma alternativa. A maioria das questões requer reprodução das informações contidas nas obras, dificilmente os alunos precisam refletir sobre a situação, justificar e concluir.

Em outro trabalho o livro didático foi usado como referência para comparar representações gráficas elaboradas por professores para as interações intermoleculares observadas no fenômeno da solubilidade. Galagovsky, Di Giacomo e Castelo (2009) investigaram explicações verbais e gráficas de docentes para o fenômeno da solubilidade considerando os sistemas: i) água e álcool, ii) água e azeite e, iii) água, álcool e azeite e posteriormente recorreram as representações gráficas apresentadas em três livros didáticos do ensino superior para comparações. Nas anotações os docentes usaram conceitos de polaridade, interações intermoleculares e momentos de dipolo, porém em todos os grupos só foram explicitadas informações sobre os sistemas finais. Especificamente, a análise dos desenhos mostrou a ausência de um código para expressar as interações, somente ficou explícito a existência de aproximações para indicar atrações. Fato que também foi observado ao analisarem os livros didáticos do ensino superior. A análise dos livros não foi sistemática, mas uma busca por representações para comparar as informações com o que os docentes elaboraram.

De modo geral, para estudar as concepções de estudantes de diferentes níveis de ensino foram usados questionários como ferramenta de coleta de dados podendo conter questões dissertativas, de múltipla escolha ou solicitação para representar graficamente as interações envolvidas. Somente um estudo foi complementado com a realização de entrevistas. A concepção mais pesquisada e por consequência relatada foi uma confusão relacionada a natureza da interação intermolecular que muitas vezes é compreendida como uma ligação química.

Notou-se também que a ligação de hidrogênio ganha um destaque se comparada aos outros tipos de interação, pois as poucas análises que envolveram livros didáticos apontaram a sua presença em todas as obras; inclusive em alguns materiais didáticos foi constatado que somente as ligações de hidrogênio são mencionadas. As ligações de hidrogênio também foram citadas nos estudos sobre as concepções dos estudantes; esses restringem sua ocorrência a presença de hidrogênio nas moléculas ou a presença de hidrogênio e oxigênio.

Os trabalhos que explicitaram abordagens para o tema interações intermoleculares em sua maioria apresentaram propostas de ensino com o uso da

experimentação. Destacando que a maior parte das propostas de ensino não foram aplicadas e analisadas para verificar o quanto facilitam na compreensão do tema. Com exceção do trabalho que aplicou uma metodologia de resolução de problemas e um estudo que teve sua proposta planejada a partir das concepções prévias dos estudantes.

Chama atenção a falta de trabalhos que fazem uma reflexão sobre o conteúdo específico, ou seja, a definição ou a rede de relações conceituais desejada que os alunos compreendam sobre as interações intermoleculares, nesse sentido, não foram encontrados estudos que exploraram o campo conceitual das interações intermoleculares visando à identificação de pensamentos e ideias fundamentais para o seu aprendizado. Também não foram localizados trabalhos que observaram as práticas e por consequência discutiram como o tema é ensinado na educação básica e no ensino superior. Há uma carência de estudos de caso ou estudos longitudinais sobre o tema nos diferentes níveis de ensino, que poderiam fundamentar a construção de propostas de ensino e subsidiar a elaboração do currículo de uma disciplina, ou num sentido amplo de um curso. Também faltam trabalhos que, por exemplo, discutam como o conteúdo está inserido numa determinada disciplina, e como o estudo nesse momento corrobora para ampliar o entendimento desses alunos sobre o tema.

Dentro do que ainda não foi pesquisado o presente estudo pretende contribuir com a área de ensino de química com o acompanhamento dos processos de ensino e aprendizagem do tema interações intermoleculares durante o oferecimento de uma disciplina de química geral I. Além de realizar um mapeamento da organização do tema em dois livros didáticos de química geral.

CAPÍTULO 2

CONCEPÇÃO DE APRENDIZAGEM CONCEITUAL QUE ORIENTA ESTE ESTUDO

Ensinar e aprender os conceitos científicos tem sido um dos desafios para docentes e estudantes e, uma preocupação central na área de ensino de ciências. Os conceitos são inerentes aos processos de ensino e aprendizagem, e na química são essenciais para a compreensão desta ciência, bem como para o entendimento e explicação de uma série de fenômenos que ocorrem diariamente. Dessa maneira, os conceitos são fundamentais, pois vivemos em um universo de conceitos e a partir da disponibilidade destes na estrutura do aluno é que ocorre o aprendizado (MOREIRA, 2008).

Na perspectiva da psicologia cognitiva a essência do conhecimento é a estrutura (ANDERSON, 1984), estrutura essa que se refere à organização das relações entre conceitos que exprimem importantes significados (CLARIANA, 2010; SHAVELSON; RUIZ-PRIMO; WILEY, 2005). Parte-se assim, de uma ideia geral de aprendizado que envolve uma reorganização de conexões significativas entre conceitos na mente do sujeito, onde novos conceitos se relacionam com os já existentes, tratando-se de um processo contínuo (NOVAK; GOWIN, 1984). Compreender um determinado assunto, portanto, implica possuir uma estrutura de conhecimento altamente integrada dentre os diferentes conceitos envolvidos no mesmo.

Todavia, na prática escolar vem ocorrendo uma apresentação de um número excessivo de conceitos que dificulta ao aluno relacioná-los em uma estrutura ampla que dê significado à sua aprendizagem. Além da utilização de definições como regras, de maneira mecânica, em detrimento do real entendimento do conceito. Nesse sentido, Pozo e Crespo (2009) indicam que no currículo da educação básica devem existir três tipos de conteúdos: os procedimentais, os atitudinais e os conceituais. Os conteúdos procedimentais têm como objetivo tornar os alunos participantes dos próprios processos de construção da ciência e apropriação do conhecimento científico, na medida em que ocorre por meio da aprendizagem de técnicas e estratégias. O conteúdo – atitudinal – requer o desenvolvimento de atitudes, normas e valores. Por outro lado o conteúdo conceitual, interesse deste trabalho, refere-se àqueles saberes científicos estabelecidos e presentes nos programas disciplinares e manuais didáticos que, por sua vez, podem ser divididos em dados, conceitos e princípios.

Os dados ou fatos são informações que afirmam ou declaram algo sobre o mundo e devem ser aprendidos literalmente, gerando uma reprodução exata, sem a

necessidade de compreendê-los. Porém, uma coisa é conhecer um dado e outra é dar-lhe significado. Para tal, é necessário utilizar os conceitos de modo a explicar por que ocorre o fato e quais as suas consequências. Os conceitos são aprendidos estabelecendo relações com os conhecimentos já existentes e podem ser entendidos em diferentes níveis. Por fim, “os princípios ou conceitos estruturais são conceitos muito gerais, com um grande nível de abstração, e na maioria das vezes subjacentes à organização conceitual de uma área, apesar de nem sempre ser suficientemente explícitos” (POZO; CRESPO, 2009, p.79). A exemplo, conceitos tais como equilíbrio, conservação e interação são princípios que atravessam todos os conteúdos da química.

A inserção dos três tipos de conteúdos conceituais na prática escolar é influenciada pelas metas educacionais e reflete em distintas maneiras de organizar o currículo escolar e as próprias atividades de ensino e aprendizagem (POZO; CRESPO, 2009). Desse modo, considerando a necessidade de compreender os vários fenômenos que ocorrem e não simplesmente memorizá-los, e no caso específico de futuros químicos que precisam compreender os processos que ocorrem a nível submicroscópico, a transmissão dos dados e a abordagem dos conceitos específicos não devem constituir um fim em si mesmo, mas um meio para a compreensão dos princípios que perpassam o conhecimento científico.

Porém, várias pesquisas indicam que os estudantes dos diferentes níveis de ensino apresentam dificuldades para compreender o conhecimento científico, e em especial, o químico, porque existem muitas diferenças na maneira de elaborar os conhecimentos cotidiano e científico, sendo o último abordado nas instituições de ensino (POZO; CRESPO, 2009). Como exemplo, o conhecimento científico relacionado a química exige alta demanda cognitiva, trabalha com modelos abstratos, utiliza conceitos abstratos, usa uma linguagem própria e estabelece relações entre os níveis macro e submicroscópico que não são habilidades ou ações corriqueiras ao dia a dia.

As dificuldades para o aprendizado da química também seriam determinadas pela forma como o aluno organiza seus conhecimentos a partir de seus próprios pensamentos sobre a matéria. Nesse sentido, Pozo e Crespo (2009) chamam atenção para os princípios subjacentes aos conhecimentos cotidiano e científico que estão apoiados em distintos supostos epistemológicos, ontológicos e conceituais. No conhecimento cotidiano há uma tendência em explicar os fenômenos intuitivamente

conforme a realidade é percebida pelos sentidos diferindo muitas vezes do que é aceito pelas teorias científicas que envolvem modelos elaborados para dar sentido à realidade. Os estudantes também tendem a minimizar os fenômenos a estados desconectados – as coisas são de tal forma porque assim foram feitas e assim são observadas, como: os objetos são leves ou pesados, quentes ou frios esquecendo-se que para explicar os estados é necessário relacioná-los aos processos e por fim a sistemas. A estruturação dos conceitos também difere nos conhecimentos cotidiano e científico. No primeiro o pensamento é organizado em estruturas conceituais bem simples, por outro lado, o conhecimento científico requer o envolvimento de várias relações entre conceitos perfazendo uma estrutura complexa de conhecimento.

Para que ocorra uma compreensão do conhecimento científico seria necessário superar as limitações que as estruturas de pensamento, mantidas pelos alunos, estabelecem nas três dimensões propostas por Pozo e Crespo (2009). Nesse sentido, os autores organizaram um quadro que descreve um percurso evolutivo para as três dimensões visando à aprendizagem da química. As setas apresentadas no quadro 1 extraído do livro intitulado “A aprendizagem e o ensino de ciências: do conhecimento cotidiano ao conhecimento científico” não representam um processo linear de aprendizagem, mas indicam as esperadas mudanças ou evolução na maneira de compreender o conhecimento químico para alunos do ensino fundamental e médio, aqui estendidos para os alunos do ensino superior. Os alunos podem transitar entre os diferentes níveis simultaneamente ou não (POZO; CRESPO, 2009). Na última coluna do quadro 1 são apresentadas afirmações que constituem-se em princípios gerais que devem ser compreendidos pelos alunos da educação básica e também devem permear o pensamento dos estudantes do ensino superior.

Quadro 1 - As dimensões epistemológica, ontológica e conceitual da evolução conceitual propostas por Pozo e Crespo (2009).

Princípios epistemológicos				
Realismo ingênuo	➡	Realismo interpretativo	➡	Construtivismo
A matéria é tal como a vemos. O que não se percebe não se concebe.		Há coisas que não podemos ver, mas a química nos ajuda a descobrir como a matéria realmente é.		A química nos proporciona diferentes modelos a partir dos quais podemos interpretar a realidade.
Princípios ontológicos				
Estados	➡	Processos	➡	Sistemas
São conhecidos estados e propriedades da matéria.		As mudanças entre estados, ou propriedades são explicadas por meio de processos.		A matéria é interpretada em termos de relações entre elementos de um sistema.
Princípios conceituais				
Fatos ou dados	➡	Causalidade linear	➡	Interação
A matéria é tal como se vê: contínua e estática. As partículas possuem as mesmas propriedades do sistema macroscópico a que pertencem.		Mudanças da matéria causadas por um agente unidirecional e explicadas a partir da modificação das características externas. Mudanças causadas por vários agentes que somam seus efeitos.		A matéria é concebida como um sistema de partículas que interagem.
Mudanças sem conservação	➡	Mudanças com conservação	➡	Conservação e Equilíbrio
Só muda aquilo que vemos que se modifica. Há necessidade de explicar o que muda, mas não o que permanece.		Aceita-se a conservação de propriedades não observáveis depois de uma mudança unidirecional causada por um agente externo.		Mudanças interpretadas em termos de interação entre partículas ou sistemas, o que leva à conservação de propriedades não observáveis e ao equilíbrio.
Relações qualitativas	➡	Regras heurísticas	➡	Relações quantitativas
Interpretação qualitativa dos fenômenos químicos.		Aproximação quantitativa por meio das regras heurísticas simplificadoras.		Integração dos esquemas de quantificação (proporção, probabilidade e correlação) nos modelos.

Fonte: extraído de Pozo e Crespo (2009, p. 143).

Nos princípios epistemológicos os alunos precisam deixar de lado suas teorias intuitivas organizadas no realismo ingênuo, ou seja, focadas nos aspectos perceptivos (o que se enxerga com os próprios olhos) e chegar à construção de modelos para auxiliar na interpretação da realidade. Os conceitos químicos como átomo ou nuvem eletrônica não podem ser tidos como entidades, mas como elaborações abstratas que auxiliam interpretar a natureza da matéria. No meio do caminho observa-se o realismo interpretativo; estágio esse onde os alunos aceitam a existência de coisas que fogem aos olhos, porém acreditam que a tecnologia associada à ciência química que permitiu as descobertas pode até possibilitar a visualização. Ainda não é aceito que o conhecimento químico envolve a construção de modelos que não são entes reais (POZO; CRESPO, 2009).

Nos princípios ontológicos, conjunto de objetos assumidos na sua própria teoria, inicialmente os estudantes concebem os diferentes estados para os objetos ou sistemas. Desse modo, conseguem descrever as propriedades observáveis da matéria como: mole ou duro, quente ou frio. Porém, não vislumbram as possíveis transformações como: o gelo derrete e o leite esfria. Essas mudanças são entendidas somente a partir da existência de processos que explicam as diferenças entre os estados. No último estágio, é necessário aceitar a existência de sistemas que interagem e as interações que possibilitam interpretar as mudanças ocorridas nos sistemas e prever suas propriedades (POZO; CRESPO, 2009). Nesse sentido, a água pode se encontrar nos estados físicos sólido, líquido e gasoso; as mudanças no estado de agregação da matéria, por exemplo, o calor provoca a evaporação da água refere-se a um processo, entretanto a explicação do fenômeno só ocorre quando são consideradas as interações entre as partículas que formam o sistema.

Por fim, nos princípios conceituais segundo Pozo e Crespo (2009) os conteúdos da química podem ser agrupados em três núcleos conceituais: a natureza corpuscular da matéria, a conservação das propriedades da matéria e as relações quantitativas. No primeiro núcleo os estudantes devem passar de uma visão focada nos fatos e propriedades visíveis das substâncias para um complexo sistema de partículas em contínua interação. Os alunos normalmente buscam uma estrutura conceitual bem simples para explicar os fenômenos, por exemplo, ao esclarecer como uma roupa seca no varal poderiam indicar que o vento carrega as moléculas de água que estão na roupa, ao invés de considerar a matéria como uma contínua interação entre partículas; desse modo a energia associada aos ventos ou ao sol influenciariam

nas interações entre as moléculas de água modificando o estado de agregação. Em outra situação explicando porque uma bala de caramelo desmancha na água, as explicações poderiam estar relacionadas a uma interpretação causal linear, a bala desmancha porque a água dissolve as moléculas do caramelo. Para uma interpretação considerando sistemas de interação, o esquema de pensamento baseado na causalidade linear precisa ser modificado e as explicações deveriam se remeter as interações que acontecem entre a bala e a água durante a dissolução (POZO; CRESPO, 2009).

No segundo núcleo, é necessário interpretar os sistemas inicial e final considerando a conservação de propriedades não observáveis e em equilíbrio. Os alunos tendem a observar o que muda e deixar de lado o que permanece inalterado após o fenômeno. Por exemplo, reconhecem os diferentes estados físicos e as mudanças de estado de agregação, porém a mudança observável que um material líquido foi para o estado gasoso leva a ideia da existência de materiais completamente distintos. Contudo ocorre a permanência da substância inicial após a mudança no estado de agregação. Pozo e Crespo (2009) relataram que no conteúdo das mudanças de estado físico os estudantes compreendem a noção de conservação mais facilmente. Já no contexto do conteúdo de soluções, por exemplo, na dissolução de alguma substância em água os alunos tendem a ter mais dificuldade para entender a conservação das propriedades. “Muitos alunos interpretam que a substância que se dissolve não só muda de aspecto, mas que também pode mudar de identidade” (POZO; CRESPO, 2009, p. 166). A dificuldade de compreensão da conservação normalmente está associada a situações em que estão envolvidas duas ou mais substâncias diferentes e fenômenos que exigem a utilização de conceitos de interação, como os de interações intermoleculares.

No último núcleo, é relatada a necessidade de usar relações quantitativas frente a interpretações exclusivamente qualitativas. Os esquemas quantitativos de proporção, probabilidade e correlação constituem-se importantes conteúdos de química a serem ensinados no ensino médio na perspectiva de Pozo e Crespo (2009). Por exemplo, a proporção ajuda na comparação das concentrações de duas soluções; a probabilidade pode auxiliar na compreensão do conceito de entropia como medida do número de distribuições possíveis de um sistema; e a correlação serve para estabelecer uma relação entre o número de átomos de carbono dos compostos

orgânicos e a variação dos valores das temperaturas de ebulição (POZO; CRESPO, 2009).

A aceitação dos princípios acima listados como objetivos a serem atingidos no ensino de Química ressalta a importância do tema interações intermoleculares objeto deste trabalho. Explicar os fenômenos químicos tendo como base de raciocínio que as propriedades da matéria e as transformações a qual é submetida devem ser **interpretados em termos das relações entre os elementos que compõem um sistema** (princípio ontológico), exige conhecer a natureza destas relações. Neste ponto, as interações intermoleculares são centrais quando as transformações envolvidas ocorrem com a **conservação da substância** (segundo princípio conceitual), que é o caso da formação de misturas (solubilidade) e mudanças de estado físico.

Mais direta ainda é a relação das interações intermoleculares com o primeiro princípio conceitual, nomeado pelos autores como princípio da interação. Neste caso a matéria em si tem que ser concebida com um **sistema de partículas que interagem**.

Acredita-se portanto, que tais princípios possam ser guia para se analisar e repensar tanto a organização conceitual do tema interações intermoleculares como o aprendizado em si do mesmo. Tais princípios podem não estar claramente apresentados no processo de ensino e não clara e prontamente presentes no pensamento dos alunos. Torná-los claros e explícitos pode ser um caminho interessante. Aqui, serão tomados como referência na discussão dos resultados que se seguem.

CAPÍTULO 3

OBJETIVOS

Diante da centralidade das interações intermoleculares para o conhecimento químico e a sua constante presença em um curso superior de química julgou-se importante e necessário estudar como esse tema é ensinado e aprendido na disciplina de Química Geral I, momento em que o mesmo é apresentado pela primeira vez no curso. Neste contexto foi considerada a tríade da educação de Gowin: material educativo, aluno e professor representada na figura 1 e descrita por Moreira (2006). O modelo triádico de Gowin ressalta as interações constantes e simultâneas entre três elementos considerados centrais nos processos educativos que se desenvolvem, por exemplo, durante uma disciplina escolar. O aprendizado está associado ao que os alunos compreendem sobre determinado tema; o material educativo, representado pelo livro didático, estabelece de modo geral o conhecimento a ser ensinado; e o processo de ensino refere-se as aulas ministradas pelo professor.

Figura 1 - Modelo triádico de Gowin.

Fonte: Moreira (2006, p.163)

Na presente pesquisa, que tem como objeto de estudo a disciplina de química geral I, foram feitos recortes no âmbito do modelo triádico da educação de Gowin devido a sua amplitude e realçadas as relações entre os alunos (aprendizado) e os materiais educativos (livros didáticos), e os alunos e o professor (aulas). Houve uma ênfase no elemento aluno e seu aprendizado e as possíveis relações com o processo de ensino a que foram submetidos e os materiais didáticos sugeridos para consulta. Aqui não houve a pretensão de analisar as relações entre os materiais educativos e o professor.

Para tanto foram feitas análises dos livros didáticos indicados na disciplina, as aulas foram registradas através de vídeos e os alunos responderam alguns questionários. Novamente essas fontes foram usadas em função do forte elo existente entre os três grandes vértices da educação defendidas por Gowin (MOREIRA, 2006).

A pesquisa foi orientada pela questão geral: *Quais conhecimentos sobre o tema interações intermoleculares são usados por graduandos em química para interpretar alguns fenômenos durante um curso de Química Geral I?* que foi desmembrada em questões e objetivos específicos considerando os três elementos da educação apresentados anteriormente.

-Como o tema é apresentado nos **materiais educativos**?

A análise dos livros didáticos teve como objetivo descrever e mapear a organização do tema nos materiais educativos, além de ressaltar os principais conceitos envolvidos e suas relações.

-Como é o **processo de ensino** do tema numa disciplina de química geral I?

A análise das aulas teve como objetivo descrever a abordagem do tema e selecionar certos aspectos envolvidos nas aulas, a fim de verificar a compreensão dos alunos e suas principais dificuldades.

-Quais as possíveis concepções e dificuldades apresentadas pelos **alunos** na compreensão do tema?

A análise do aprendizado dos alunos teve como objetivo avaliar as concepções e possíveis dificuldades apresentadas pelos alunos, em especial, nas explicações que envolvem aspectos gerais das interações intermoleculares, nas mudanças de estado físico, no fenômeno da solubilidade e nas representações através de desenhos.

A partir das dificuldades levantadas e das análises de como o tema é exposto nos livros didáticos e nas aulas era esperado identificar possíveis lacunas na compreensão dos alunos. Permitindo assim refletir sobre a forma como o tema é apresentado e levantar ideias centrais que podem ser levadas em conta no ensino das interações intermoleculares que não estejam tão explícitas no processo educativo acompanhado.

CAPÍTULO 4

PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS

A presente investigação está inserida em uma abordagem qualitativa descritiva fornecendo um conjunto detalhado de informações do fenômeno observado (LÜDKE; ANDRÉ, 2004). Tal abordagem foi escolhida por permitir a pesquisadora um contato mais prolongado com a situação estudada, recolhendo um número maior de dados que possibilita caracterizar o fenômeno de forma mais ampla e completa.

4.1 Locus da pesquisa

Com o intuito de investigar as questões de interesse participaram como sujeitos da pesquisa os estudantes que estão inseridos no Instituto de Química da Universidade de São Paulo, IQ-USP. Este cenário foi escolhido, pois é o ambiente atual de trabalho da doutoranda e do orientador.

O IQ-USP foi criado em decorrência da reforma universitária de 1970, embora, desde 1966, já estivesse instalado nas novas dependências da Cidade Universitária. É constituído por dois departamentos: o de Química Fundamental e o de Bioquímica. O departamento de Química Fundamental é composto por mais de 70 docentes, com nível mínimo de doutoramento, divididos em seis áreas de concentração: química analítica, química orgânica, química inorgânica, físico-química, química ambiental e ensino de química. Já o departamento de Bioquímica conta com aproximadamente 40 docentes que desenvolvem pesquisas em diversas áreas específicas. Desde a sua origem, o Instituto tem sido responsável pela maioria das disciplinas de graduação no campo da Química e Bioquímica, ministradas para um grande número de alunos das várias unidades da USP.

No período integral o instituto responde pela formação dos bacharéis em química, de licenciados, e de profissionais com atribuições tecnológicas, biotecnológicas e com ênfase em bioquímica e biologia molecular. Por outro lado, no período noturno o instituto proporciona as modalidades bacharelado em química ambiental e licenciatura em química. A partir de 2014, após passar por uma reestruturação curricular, os cursos (integral e noturno) começaram a ser chamados de bacharelado e licenciatura em química e o aluno pode escolher entre essas duas opções ao longo do curso. As modalidades viraram ênfase do curso de bacharelado. A presente pesquisa já está inserida na nova organização curricular e acompanhou o oferecimento da disciplina Química Geral I no primeiro semestre de 2014.

4.2 Coleta e tratamento dos dados

Buscando contemplar os objetivos propostos, a coleta de dados aconteceu em diferentes momentos utilizando diversos instrumentos, sendo eles: questionários, gravação de aulas em vídeo e livros didáticos indicados na bibliografia da disciplina estudada (Química Geral I). De modo geral os dados coletados foram: i) seleção dos fragmentos dos livros didáticos de Química Geral que abordam a temática; ii) acompanhamento e gravação das aulas da disciplina de Química Geral I; iii) aplicação de dois questionários pós-aula baseados nos slides usados na disciplina; iv) aplicação de questionário pós-instrução, ou seja, alguns dias depois da abordagem do tema; e v) prova aplicada na disciplina. O detalhamento da coleta de dados e seu tratamento serão descritos seguindo a mesma ordem apresentada.

Acredita-se que a recorrência a uma gama de materiais empíricos, adquiridos em distintos momentos, utilizando-se de instrumentos variados se faz necessária para produzir uma imagem mais completa do fenômeno estudado, permitindo uma melhor descrição, explicação e compreensão do objeto de estudo (LÜDKE; ANDRÉ, 2004).

Ressalta-se que há uma preocupação pelas questões éticas. Assim, foi solicitada uma autorização dos sujeitos envolvidos na pesquisa, através da assinatura de um termo de consentimento esclarecido, para utilizar suas respostas e gravações na pesquisa, garantindo o sigilo de sua identidade. Para preservar a identidade dos participantes, os nomes usados ao longo do trabalho são fictícios; foram atribuídos códigos aos participantes da pesquisa iniciados pela letra A, indicando que se trata de um aluno, seguido de uma numeração (por exemplo: A1).

4.2.1 Análise dos livros didáticos de Química Geral

Com o objetivo de mapear o conhecimento estabelecido nos materiais educativos foram escolhidos dois livros didáticos de Química Geral amplamente usados nos cursos de química do país, a saber: Princípios de Química (ATKINS, JONES, 2012) e Química Geral e Reações Químicas (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010) além de serem indicados na disciplina acompanhada no presente trabalho. Os livros selecionados foram submetidos à análise para obtenção de mapas conceituais

que representam a estrutura conceitual do tema interações intermoleculares no material específico.

O mapa conceitual é uma ferramenta gráfica que apresenta de forma explícita conceitos e suas relações, por meio de proposições, permitindo a visualização de uma estrutura organizacional para um determinado assunto. Na estrutura gráfica os conceitos são dispostos em caixas e as frases de ligação no meio das setas que indicam o sentido de leitura da proposição. Os mapas conceituais foram criados por Joseph Novak e sua equipe na Universidade de Cornell em busca de uma forma de organizar os dados coletados em um estudo longitudinal de doze anos (JUNQUEIRA, 2013).

A figura 2 apresenta uma síntese do caminho metodológico percorrido na análise dos livros didáticos. Destacando que os mapas conceituais foram escolhidos como forma de representar o conhecimento estabelecido nos materiais educativos, pois possibilitam realçar os conceitos fundamentais e suas relações dentro do tema.

Figura 2 - Percurso metodológico para análise dos livros didáticos de Química Geral e obtenção dos mapas conceituais.

Fonte: autoria própria.

Inicialmente os livros didáticos foram manuseados para a seleção dos fragmentos que abordam o tema interações intermoleculares. Para tanto foram observados o sumário, índice remissivo, objetivos propostos em cada capítulo e em alguns casos foi feita a leitura de trechos dos livros para verificar a inserção dos conceitos relacionados as interações intermoleculares. No quadro 2 são apresentadas

algumas informações sobre os livros selecionados e as páginas analisadas. As análises foram feitas tanto para capítulos inteiros que abordam o tema como para fragmentos mais específicos dos textos.

Quadro 2 - Informações sobre os livros didáticos de Química Geral e os fragmentos de texto analisados.

Nome do livro	Autores	Edição	Páginas que abordam o tema
Princípios de Química	Atkins e Jones	5ª	159 – 163; 171 – 194; 257 – 261; 333 – 351; 618 – 619; 743 – 744; 762 – 764; 767 – 768; 772 – 775; 777 - 782
Química Geral e reações químicas (v. 1 e 2*)	Kotz, Treichel e Weaver	6ª	353; 360-364; 371; 435-436; 454-455; 506-507; 519-555; 585-587.

* No volume 2 da referida obra não foram encontradas referências a abordagem do tema interações intermoleculares.
Fonte: autoria própria

Selecionados os trechos dos livros, esses foram lidos na íntegra e foram feitas sínteses pela pesquisadora para uma imersão mais profunda nos dados. Em seguida, os fragmentos dos livros didáticos de química geral foram submetidos ao método de transformar textos em redes ou mapas conceituais. Esse método vem sendo desenvolvido pelo grupo de pesquisa com o intuito de extrair as relações conceituais mais frequentemente explícitas em produções textuais e apresenta-las na forma de estruturas gráficas tais como mapas e redes conceituais (SILVA, 2012; JUNQUEIRA, 2013).

O objetivo é obter uma estrutura gráfica sintética que permita mostrar de maneira clara as principais e mais frequentes relações entre conceitos extraídas de textos a fim de fornecer de forma visual, global e sintética, uma visão dos padrões de pensamento relacionados ao domínio investigado. Resumidamente, os mapas conceituais são obtidos manualmente seguindo as etapas descritas a seguir: 1) Marcação dos conceitos nos textos; 2) Extração das proposições entre os conceitos; e 3) Construção de um mapa conceitual com as relações conceituais apresentadas no texto.

Seguindo-se as etapas (figura 2) para obtenção dos mapas conceituais

foram definidos os conceitos mais frequentes e importantes que apareceram com base nas sínteses elaboradas e leitura dos fragmentos selecionados. De posse dos conceitos foram criados arquivos texto com as proposições extraídas dos livros relacionando os conceitos pré-selecionados. As proposições foram extraídas mediante uma segunda leitura atenta dos trechos selecionados.

Com o arquivo de proposições finalizado foi iniciada a construção dos mapas conceituais usando a ferramenta CmapTools^{®4}. Nesse momento, ocorre uma transposição do arquivo de proposições para o CmapTools® organizando as ligações entre os vários conceitos. Finalizada a primeira versão do mapa conceitual, esse foi lido pela pesquisadora concomitantemente com os objetivos propostos pelos autores do material didático a fim de verificar se os mesmos ficaram explícitos na estrutura gráfica. Também foi feita uma leitura do fragmento do texto selecionado para verificar a adequabilidade das frases de ligação e se existe ausência de ligações importantes originando uma segunda versão do mapa.

A segunda versão do mapa foi validada pelo orientador deste trabalho através de leituras dos fragmentos dos textos selecionados, observação do mapa conceitual e, em seguida, sugestões de possíveis mudanças, como: troca de frase de ligação, inserção de ligação, corte de ligação na estrutura gráfica ou até mesmo mudanças nos conceitos considerados, originando uma terceira e última versão do mapa conceitual. Os mapas conceituais elaborados a partir dos livros didáticos auxiliaram na análise das respostas dos estudantes aos questionários, principalmente na verificação de algumas características das respostas.

De posse dos mapas conceituais também foi feita uma análise das estruturas de conhecimento apresentadas nos dois livros didáticos de química geral por meio de comparações das relações conceituais expostas nas estruturas gráficas, verificação dos conceitos e ideias mais importantes e investigação de possíveis lacunas na apresentação da temática de interesse.

---

⁴ O download do programa pode ser feito no sítio eletrônico: <http://cmap.ihmc.us/cmaptools/>
CAÑAS, A. J. *et al.* CmapTools: A Knowledge Modeling and Sharing Environment. In: INTERNATIONAL CONFERENCE ON CONCEPT MAPPING, 1, 2004, Pamplona, Spain. Proceedings of the First International Conference on Concept Mapping: Concept Maps: Theory, Methodology, Technology, Editorial Universidad Pública de Navarra, Pamplona, 2004.

4.2.2 Acompanhamento das aulas da disciplina de Química Geral I

A partir de uma análise a priori foi eleita a disciplina de Química Geral I para ser acompanhada por constituir uma disciplina de grande importância na formação acadêmica dos estudantes. Essa disciplina é oferecida aos alunos ingressantes do curso de química integral do Instituto de Química da Universidade de São Paulo e trata-se da primeira em que o tema interações intermoleculares é abordado explicitamente. Tem como objetivo “apresentar os conceitos fundamentais da Química, no que diz respeito à estrutura da matéria e suas transformações. E introduzir os alunos ao trabalho experimental através de aulas práticas.” (SISTEMA JÚPITER, 2015).

De modo geral o programa da disciplina abrange os tópicos listados a seguir:

- Origem dos Elementos;
- Modelos atômicos;
- Partículas atômicas fundamentais. Visão histórica do descobrimento e propriedades de elétrons, prótons e nêutrons;
- Massa atômica, isótopos e espectrometria de massa;
- Íons, moléculas e o conceito de mol (quantidade de matéria);
- Estrutura eletrônica. Ondas eletromagnéticas. Átomo de Bohr.
- Dualidade partícula – onda da matéria. Princípios de mecânica quântica/ orbitais.
- Distribuição eletrônica: átomos multieletrônicos, carga nuclear efetiva, organização da tabela periódica e propriedades periódicas;
- Ligação covalente: a) teoria de ligação de Lewis. b) estruturas de Lewis e introdução às geometrias moleculares (Teoria de repulsão dos pares eletrônicos de valência - VSEPR). c) Teoria da ligação de valência (TLV) / hibridização. d) Teoria dos orbitais moleculares (TOM) aplicada a moléculas diatômicas. Ligação metálica e teoria de bandas;
- Ligação iônica e energia reticular. Princípios da estrutura do estado sólido;
- Interações intermoleculares e suas consequências nas propriedades de sólidos, líquidos e gases;
- Compostos de coordenação. Visão geral das teorias de ligação em compostos de coordenação. Geometrias e isomeria em compostos de coordenação.

Uma vez selecionada a disciplina, através de convite e, feitas as devidas explicações do objetivo da pesquisa, combinou-se com o docente responsável o número de aulas acompanhadas e a data em que estas observações seriam feitas. A definição das datas se deu em função da abordagem do conteúdo e o cronograma disponibilizado aos alunos do primeiro semestre de 2014.

Ao tema interações intermoleculares, segundo a programação, seriam destinadas três aulas, porém a abordagem ocorreu durante quatro aulas; especificamente nos dias 19, 20, 22 e 26 de maio de 2014. Inicialmente, a abordagem aconteceria em datas anteriores, todavia o docente responsável julgou necessário realizar uma modificação. Eram frequentes 57 alunos e a disciplina foi ministrada por um docente experiente na abordagem desta disciplina. As aulas teóricas aconteciam as segundas, terças e quintas-feiras no período da tarde. E a aula prática as quartas-feiras também no período da tarde.

Durante o acompanhamento da disciplina de Química Geral I foram realizadas as seguintes ações para coleta de dados: gravação em vídeo, aplicação de questionários pós-aula, questionário pós-instrução e observação das questões da prova final do semestre que se referiam ao tema. A figura 3 expõe as ações ocorridas durante o curso em sequência cronológica e número de estudantes presentes.

Figura 3 - Sequência de ações ocorridas na disciplina de Química Geral I e número de estudantes que participaram.

Fonte: autoria própria.

A observação das aulas possibilita verificar a ocorrência de determinado fenômeno pela experiência direta do pesquisador e o contexto de investigação, bem como buscar o significado atribuído pelos sujeitos as suas próprias concepções e ações (LÜDKE; ANDRÉ, 2004). O registro das aulas foi feito através de gravações em vídeo, um recurso que possibilita ver e rever as aulas quantas vezes for necessária, trazendo uma coleção de dados novos que não poderiam ser registrados por um simples observador em sala de aula (CARVALHO, 2011).

Nesse curso foram usadas duas câmeras: uma localizada no fundo da sala do lado direito para focar toda a sala e a participação dos estudantes, e a outra na frente do lado esquerdo sendo movimentada pela doutoranda para registrar as ações do docente. Deste modo, este recurso metodológico permite que o pesquisador observe as interações verbais e não verbais do discurso, interações estas que caracterizam o ambiente social da sala de aula. Contudo, as gravações não são os dados da pesquisa (CARVALHO, 2011). Estes são as transcrições das aulas, divididas em episódios de ensino. Os episódios de ensino são momentos extraídos da aula nos quais ficam evidenciados alguns aspectos relevantes a investigação em estudo (CARVALHO, 2011).

Assim, para alcançar os objetivos propostos a este trabalho foi feita uma descrição detalhada das aulas, as duas primeiras aulas foram transcritas na íntegra e alguns recortes das transcrições foram selecionados para auxiliar na discussão dos resultados referentes ao aprendizado dos alunos. Não foi feita uma análise pormenorizada das aulas e das falas do professor, nem comparações do professor com os materiais educativos lembrando que este eixo da tríade da educação de Gowin não foi explorada neste estudo.

4.2.3 Elaboração e análise dos questionários pós-aula I e II

Com o objetivo geral de analisar o aprendizado do tema e levantar algumas dificuldades conceituais dos alunos foi desenvolvido um modelo de questionário de fácil aplicação nas aulas baseado na abordagem que o docente preparou. A aplicação dos questionários pós-aula objetivava especificamente a seleção de aspectos centrais que resumiam parte do conteúdo da aula e percepção da compreensão dos alunos durante o processo.

Para tanto, antes da aula o docente disponibilizou a apresentação com slides do power point® elaborada, e a partir deste material foram selecionados os principais slides da aula, ou seja, aqueles que apresentaram as principais ideias ou conceitos em foco para compor o questionário. Para a disciplina de Química Geral I foram elaborados e aplicados dois questionários⁵ pós-aula nos dias 19 e 20 de maio com a participação, respectivamente de 48 e 45 estudantes, envolvendo os temas a seguir: : I) relação com as mudanças de estados físicos da matéria, II) relação com os modelos para o estado gasoso, III) interações íon-íon, IV) interações dipolo – dipolo, V) interações do tipo ligação de hidrogênio – representação, VI) interações do tipo ligação de hidrogênio – gráfico, VII) interações do tipo forças dispersivas de London, VIII) forças dipolo – dipolo induzido e IX) quadro resumo com os tipos de interações intermoleculares abordados. Esses questionários foram aplicados nos últimos 15 minutos da aula e alguns estudantes permaneceram após o término da aula para finalizar suas respostas.

Para cada item - slide ou grupo de slides, escolhido foi solicitado que o aluno respondesse alguns questionamentos, como exemplificado na figura 4. As informações do slide são colocadas no questionário para orientar a resposta - extremidade superior esquerda da figura 4- e os questionamentos acompanham os dados do slide. Em cada questionário elaborado o número de itens presentes é variável dependendo da abordagem que o professor preparou para a aula. O questionário pós-aula I tem seis itens e o questionário pós-aula II tem três itens. Nas aulas dos dias 22 e 26 de maio não foram aplicados questionários pós-aula devido a indisponibilidade das apresentações em power point®.

---

⁵ Os questionários foram inseridos nos apêndices A e B.

Figura 4 - Modelo de questionário baseado em slide utilizado em sala de aula.

Substância	Massa Molar (g.mol ⁻¹)	Estado Físico 25°C
CH ₄	16	Gás
H ₂ O	18	Líquido
LiH	8	Sólido

O quanto este assunto é novo para você?
(de 1= completamente novo a 5= completamente conhecido)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?
(de 1= não compreendi a 5= compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

Fonte: autoria própria.

O aluno precisava fazer uma avaliação do que foi abordado na aula e o quanto isso foi compreendido por ele. Desse modo, o questionário baseado nos slides além de fornecer dados relativos a aprendizagem dos alunos também pode auxiliar numa avaliação da disciplina com o objetivo de repensar as práticas ocorridas.

Esses questionários passaram por dois tratamentos:

1. Tratamento quantitativo com os dados obtidos na escala de opinião. Os números marcados na escala relativos a novidade do assunto e a compreensão alcançada foram organizados em pares possibilitando uma quantificação de estudantes para cada par numérico. Por exemplo, um estudante que marcou (4) para compreensão e (2) para novidade do assunto tem agora par numérico (4,2). Esse procedimento foi feito para cada slide considerado no questionário gerando uma tabela como a apresentada a seguir.

Figura 5 - **(A)** Fragmento da tabela com os pares numéricos da escala de opinião e número de alunos e **(B)** Gráfico de dispersão elaborado a partir da tabela.

Par numérico	Número de alunos
(1,1)	2
(3,2)	1
(3,3)	1
(3,4)	2
(4,1)	2
(4,2)	5

(A)

(B)

Fonte: autoria própria.

De posse do número de estudantes para cada par numérico foram construídos gráficos de dispersão permitindo visualizar uma relação entre as três variáveis: número de alunos, compreensão e novidade do assunto. Por exemplo, no gráfico intitulado mudanças de estados físicos nota-se que cinco alunos se encontram no par (4,2) indicando uma boa compreensão de um assunto já conhecido por eles.

2. Tratamento qualitativo. As respostas dissertativas para cada slide ou grupo de slides foram submetidas à análise de conteúdo para levantamento das dificuldades e compreensões explicitadas pelos estudantes. Nesta perspectiva como critério para seleção dos dados, apresentação dos mesmos e análise foi utilizado o esquema proposto por Bardin (2009), o qual descreve três etapas fundamentais do processo, a saber:

I. Pré-análise

II. Exploração do material

III. Tratamento dos dados e inferências.

Segundo a autora, a fase de pré-análise implica na organização de todo o material coletado para posterior seleção efetiva. A realização deste primeiro estágio compreende a digitação e tabulação dos dados coletados. Para Bardin (2009), esta organização implica na estruturação do corpo de dados do trabalho, definido como *corpus*. Em seguida, ainda na fase de pré-análise, é realizada a leitura flutuante do *corpus* – caracterizada por revisitar o texto obtido de modo a procurar elementos para categorização e critérios de seleção – sendo que o objetivo desta leitura é a proposição de um esquema de análise adequado para contemplar os dados obtidos.

No segundo momento deste tratamento, dar-se-á sequência à fase de exploração do material demarcada pela organização efetiva dos dados em função dos critérios adotados na pré-análise. Na fase final – o tratamento dos dados e realização de inferências – Bardin (2009) propõe que se realize a codificação dos dados, ou seja, a proposição de esquemas que sejam representativos da informação e das relações estabelecidas na fase anterior, a qual seja permissível para análise de acordo com características do próprio texto e das ideias base do pesquisador.

4.2.4 Elaboração e análise de questionário pós-instrução e a prova.

Durante a disciplina de Química Geral I também foi aplicado um questionário pós-instrução com questões abertas com o intuito de verificar como os alunos colocam em prática o conhecimento abordado nas aulas e identificar as incompreensões, dificuldades e lacunas. O questionário foi acrescido ao presente estudo, bem como explícitos os objetivos específicos de cada questão (apêndice C). Foi aplicado após toda a abordagem do tema interações intermoleculares e contou com a participação de 45 estudantes. No dia da aplicação do questionário o docente não pode estar presente e os alunos tiveram o período integral da aula para responder.

A elaboração do questionário foi baseada em aspectos abordados nos livros didáticos de química geral e também nas indicações encontradas na literatura. É composto por seis questões que requerem diferentes conhecimentos e habilidades dos estudantes: i) reconhecimento dos tipos de interações intermoleculares presentes em diferentes sistemas, ii) elaboração de representações gráficas para as interações, iii) interpretação e julgamento de dados sintetizados em tabelas, iv) explicações para a variação de temperaturas de ebulição e v) a solubilidade de gás oxigênio em água. Não foram elaboradas perguntas diretas como: defina polaridade ou defina ligações de hidrogênio, pois acredita-se que o conceito ganha significado em um contexto e não em uma definição restrita em si. Desse modo, o estudante precisava ser capaz de aplicar os conceitos através de explicações de fenômenos apresentados em um problema.

A prova ministrada no fim do semestre a 53 estudantes pelo docente responsável também foi recolhida como uma fonte de dados. Esse instrumento foi criado pelo docente sem nenhuma interferência da doutoranda e orientador. Nessa são encontradas duas questões, apresentadas no presente estudo (apêndice D), que requerem conhecimentos de interações intermoleculares. Ressalta-se que os questionamentos apresentados no questionário pós-instrução e na prova não abarcam todas as dimensões relacionadas as interações intermoleculares, mas procurou-se investigar a compreensão de importantes aspectos, tais como a superação do caráter exclusivamente classificatório das interações intermoleculares e a universalidade das forças de London.

As respostas dos estudantes às oito questões – seis do questionário pós-instrução e duas da prova foram analisadas separadamente, também seguindo o

esquema proposto por Bardin (2009) para a análise de conteúdo. A categorização das respostas dos estudantes foi validada pelo grupo de pesquisa que analisou as categorias elaboradas e as respostas que integravam cada uma. Após a categorização das respostas, as questões também foram agrupadas na apresentação dos resultados por temáticas: noções gerais sobre as interações intermoleculares, interpretação de situações que envolvem mudanças de estado físico, interpretação do fenômeno da solubilidade e representações através de desenhos.

As análises de conteúdo de todas as questões do questionário pós-instrução e da prova subsidiaram a elaboração de quadros resumos com as principais características das respostas dos estudantes. Inicialmente foi feito um levantamento das principais características através de leituras das análises dos questionários. Em seguida, o levantamento foi sistematizado em quadros resumos validados pelo grupo de pesquisa permitindo um olhar para a forma em que os estudantes usam suas ideias e conhecimentos interpretando situações distintas.

CAPÍTULO 5

ANÁLISE DOS LIVROS DIDÁTICOS

Os livros didáticos aparecem no cenário educacional como um dos principais instrumentos que dão suporte aos docentes e estudantes no processo de ensino e aprendizagem de química (LOPES, 1994) participando assim da formação dos futuros químicos, sejam pesquisadores ou professores da educação básica ou ensino superior. Esses materiais instrucionais podem desempenhar vários papéis, dentre os quais sobressaem o fato de ser uma fonte de consulta e atualização para os professores e alunos, e de ser material de apoio para a preparação das aulas.

Diante da importância e influência dos materiais didáticos no ensino e na aprendizagem foi feita uma lista dos momentos em que as interações intermoleculares são abordadas em dois livros didáticos de Química Geral, além de uma busca das principais relações conceituais explicitadas nos materiais. Esse tratamento foi realizado com o objetivo de auxiliar a análise das respostas dos estudantes que estavam cursando a disciplina de Química Geral I. Não há aqui a pretensão de julgar a qualidade dos materiais didáticos, mas fazer um levantamento das ideias apresentadas para relacionar com o pensamento dos estudantes e o desenvolvimento das aulas.

Essa análise vem integrar as poucas investigações sobre o tema interações intermoleculares em livros didáticos do ensino superior. Destacando-se um trabalho que analisa a sequência em que as interações intermoleculares e ligações químicas são apresentadas (TSAPARLIS; PAPPA, 2011); uma pesquisa sobre os tipos de questões encontradas para as interações intermoleculares e ligações químicas (PAPPA; TSAPARLIS, 2011); e por fim um estudo que buscou algumas representações gráficas expostas nos livros didáticos para comparar com os desenhos criados por professores (GALAGOVSKY; DI GIACOMO; CASTELO, 2009).

5.1 Uma visão geral do tema nos livros didáticos

O livro Química Geral e Reações Químicas (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010) é vastamente usado por alunos na graduação e integrava a bibliografia básica da disciplina de Química Geral I acompanhada neste trabalho. A obra tem como objetivo “propiciar uma visão abrangente da química e da reatividade dos elementos químicos e seus compostos e das aplicações da química” (prefácio – XV) em cursos básicos da área.

O material didático é organizado em dois volumes com 23 capítulos. No quadro 3 observa-se a organização do primeiro volume; a organização do segundo volume não foi apresentada porque não foram encontradas referências ao tema de interesse. Especificamente com relação as forças intermoleculares, chamada deste modo no material didático, percebeu-se que foram explicitadas nos objetivos apenas do capítulo 13, o qual já destaca no seu título a temática – Forças Intermoleculares, Líquidos e Sólidos.

Quadro 3 - Organização dos capítulos apresentados em Kotz, Treichel e Weaver (2010).

Nome do capítulo
1. Matéria e Medição
2. Átomos e Elementos
3. Moléculas, Íons e seus Compostos
4. Equações químicas e estequiometria.
5. Reações em Solução Aquosa
6. Princípios de Reatividade: Energia e Reações Químicas
7. Estrutura Atômica
8. Configurações Eletrônicas dos Átomos e Periodicidade Química
9. Ligações e estrutura molecular: conceitos fundamentais
10. Ligações e a estrutura molecular: hibridização de orbitais e orbitais moleculares.
11. Carbono: mais do que apenas mais um elemento.
12. Os gases e suas propriedades.
13. Forças Intermoleculares, Líquidos e Sólidos.
14. As soluções e seu comportamento.

Fonte: autoria própria.

Observando o sumário e índice foram encontradas as seguintes referências: forças intermoleculares (p. 353, 361, 435, 507, 511 e 517), determinação dos tipos de forças intermoleculares (p.531), energias de forças intermoleculares (p. 520), resumo das forças intermoleculares (p. 530), interação com dipolos (p.524 e 525), ligação de hidrogênio (p. 435, 526), ligação de hidrogênio em DNA (p. 371 e 530) e ligação hidrogênio em poliamidas (p.454). Também foi adicionado o trecho que compreende as páginas 582 a 588 que aborda o processo de dissolução. No quadro 4 pode-se observar uma sistematização dos trechos relacionados as forças intermoleculares.

Quadro 4 - Organização de acordo com a abordagem do tema Forças Intermoleculares no livro Kotz, Treichel e Weaver (2010).

Capítulos	Tópicos relacionados
9. Ligações e Estrutura Molecular: conceitos fundamentais	Distribuição de cargas; Polaridade Molecular; Estrutura do DNA (dupla hélice). (p. 353, 360-364, 371)
11. Carbono: mais do que apenas um elemento.	Propriedades dos alcoóis e éteres. Poliamidas. (p. 435-436, 454-455)
12. Os gases e suas propriedades.	Comportamento não-ideal: gases reais. (p. 506-507)
13. Forças intermoleculares, líquidos e sólidos.	Estados da matéria e a Teoria Cinético-molecular; Interações entre íons e moléculas com um dipolo permanente; Interações entre moléculas com dipolos permanentes; Forças dipolo/ dipolo induzido; Forças de dispersão de London; A Ligação de Hidrogênio; Vaporização; Pressão de vapor; Pressão de vapor, Entalpia de vaporização e a Equação de Clausius-Clapeyron; Ponto de Ebulição; Temperatura e Pressão Críticas; Tensão Superficial, Ação Capilar e Viscosidade; Química do Estado Sólido; Propriedades físicas dos sólidos. (p. 519-555)
14. As soluções e seu comportamento	O processo de dissolução; Líquidos dissolvendo-se em líquidos; Sólidos dissolvendo-se em líquidos; Calor de dissolução. (p. 582- 588)

Fonte: autoria própria.

As primeiras exposições do tema forças intermoleculares estão no capítulo 9 intitulado Ligações e Estrutura Molecular: Conceitos Fundamentais. No primeiro trecho (p.353) as forças intermoleculares são citadas no contexto da distribuição de cargas em ligações covalentes e moléculas. Os autores chamam atenção para a maneira pela qual os elétrons são distribuídos na molécula, inicialmente sugerida de

modo uniforme pelas estruturas de Lewis, porém os elétrons em uma ligação podem ser atraídos mais fortemente por um átomo do que pelo outro. A temática só foi mencionada na introdução do item, no trecho a seguir:

A distribuição de carga afeta as propriedades de uma molécula. Considere uma molécula diatômica (de dois átomos) em que um átomo é parcialmente positivo e o outro, parcialmente negativo. No estado sólido, por exemplo, esperaríamos que as moléculas se alinhassem com a extremidade positiva de uma molécula perto da extremidade negativa de outra. A *força de atração intermolecular*, ou “entre as moléculas”, seria realçada pela atração entre cargas opostas, e as propriedades da substância que são relacionadas às *forças intermoleculares*, como o ponto de ebulição, seriam afetadas. (p.353)

Trata-se apenas de uma citação e um indicativo de que as forças intermoleculares estão relacionadas as propriedades dos materiais. O mesmo ocorre posteriormente, quando a temática é retomada sucintamente nas páginas 360 a 364 ao discutirem polaridade molecular. Inicialmente é explicada a medida experimental da polaridade, ou seja, as moléculas polares são colocadas em um campo elétrico onde uma força tende a alinhá-las com esse campo. Essa força citada refere-se a:

força de atração entre a extremidade negativa de uma molécula polar e a extremidade positiva de outra (chamada de força dipolo-dipolo) afeta as propriedades de compostos polares. As forças intermoleculares (forças entre moléculas) influenciam as temperaturas em que um líquido se congela ou entra em ebulição, por exemplo. Essas forças ajudarão também a determinar se um líquido dissolve determinados gases ou sólidos ou se ele se mistura com outros líquidos, e se adere ao vidro ou a outros sólidos. (p.361-362)

Em seguida, são apresentadas algumas considerações para prever se uma molécula é polar. Na finalização do capítulo (p.371) para exemplificar uma aplicação dos conceitos discutidos tem-se uma breve discussão sobre a estrutura do DNA. A existência de duas hélices no DNA são justificadas pela polaridade das ligações e a formação de ligações de hidrogênio. Porém os conceitos são apenas citados, não são definidos.

Em outro contexto, no capítulo 11 – Carbono: mais do que apenas um elemento, as forças intermoleculares são retomadas nas discussões sobre as propriedades dos álcoois e éteres. Inicialmente é feita uma comparação entre as propriedades, solubilidade e ponto de ebulição, do metano e metanol. O metanol tem

maior temperatura de ebulição semelhantemente a água devido a presença do grupo –OH. Esse grupo confere alta polaridade e por consequente altas forças de atração entre as moléculas. A solubilidade em água também está relacionada a presença do grupo –OH e o tamanho da cadeia orgânica. Quanto maior a cadeia orgânica maior a prevalência de características apolares e a solubilidade em água é reduzida. A ligação de hidrogênio é discutida sinteticamente em um box paralelo, porém em nenhum momento do texto principal esse tipo de força intermolecular foi mencionado. A sua relação com as explicações tem que ser feita indiretamente pelo leitor.

Ainda discutindo compostos orgânicos as forças intermoleculares são retratadas para explicar a estrutura das poliamidas, uma fibra sintética com boa resistência a tração, ou seja, habilidade de resistir a ruptura. Para que isso ocorra é necessário que as cadeias carbônicas se atraiam, mas não tão fortemente quanto as ligações covalente que impediriam que o plástico fosse esticado na forma de fibras. Para tanto, as atrações acontecem através da força intermolecular chamada ligação de hidrogênio, entre os hidrogênios do grupo N-H de uma cadeia e o oxigênio da carbonila de outra cadeia.

No capítulo 12 – Os gases e suas propriedades, as forças intermoleculares são tomadas para explicar o desvio do comportamento ideal dos gases. Para o estudo dos estados físicos líquido e sólido, as forças intermoleculares são explicitadas no título do capítulo 13 – Forças intermoleculares, Líquidos e Sólidos. Nesse trecho pode-se observar o maior aprofundamento dado a temática; sua análise está explicitada no próximo tópico.

No último trecho do livro sobre as soluções (capítulo 14) ocorre uso extensivo da regra “igual dissolve igual”, ou seja, dois líquidos polares são miscíveis assim como dois líquidos apolares. As forças intermoleculares têm um papel secundário nas explicações e acabam não sendo utilizadas para prever a solubilidade.

O livro Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente (ATKINS; JONES, 2012) também é amplamente usado em cursos de graduação em química do país, inclusive foi indicado na bibliografia básica da disciplina de Química Geral I acompanhada neste trabalho. Segundo os autores o livro “foi concebido como um curso rigoroso de química introdutória. Seu objetivo central é desafiar os estudantes a pensar e a questionar e, também, adquirir conhecimento sólido dos princípios da química” (p. VII – prefácio). A obra começa com uma revisão

das ideias básicas da química – palavras dos autores – a saber: Matéria e Energia, Elementos e átomos, Compostos, Nomenclatura dos compostos, Mols e massas molares, Determinação das fórmulas químicas, Misturas e soluções, Equações químicas, Soluções em água e precipitação, Ácidos e bases, Reações Redox, Estequiometria das reações, e Reagentes limitantes.

Em seguida, o livro é organizado em 19 capítulos que estão destacados no quadro 5 a seguir. O tema Interações Intermoleculares só aparece como conhecimento a ser dominado no capítulo 5 - Líquidos e Sólidos e capítulo 19 – Química Orgânica II: polímeros e compostos biológicos.

Quadro 5 - Organização dos capítulos apresentados em Atkins e Jones (2012)

Nome do capítulo
1. Átomos: O Mundo Quântico
2. Ligações Químicas
3. Forma e Estrutura das Moléculas
4. Propriedades dos Gases
5. Líquidos e Sólidos
6. Materiais Inorgânicos
7. Termodinâmica: a Primeira Lei
8. Termodinâmica: a Segunda e a Terceira Leis
9. Equilíbrios Físicos
10. Equilíbrios Químicos
11. Ácidos e Bases
12. Equilíbrios em Água
13. Eletroquímica
14. Cinética Química
15. Os Elementos: elementos do grupo principal
16. Os Elementos: Bloco d
17. Química Nuclear
18. Química Orgânica I: os hidrocarbonetos
19. Química Orgânica II: Polímeros e Compostos Biológicos

Fonte: autoria própria.

Ao observar o sumário e índice encontram-se as seguintes referências: forças intermoleculares (p. 159 e 171), origem das forças intermoleculares (p. 172), interação de van der Waals (p. 177), interação dipolo-dipolo (p. 174), interação dipolo – dipolo induzido (p. 176), interação íon – dipolo (p. 173), interação de London (p. 176) e ligação hidrogênio (p. 178 e 619). Outros fragmentos do livro didático também abordam as interações intermoleculares, porém o tema não foi explicitado nos

objetivos expostos no início de cada capítulo e índice. Estes trechos foram incluídos no quadro 6, após uma série de leituras do livro didático. No quadro 6 pode-se verificar uma síntese de todos os fragmentos com as indicações dos capítulos e tópicos que fazem alusão às forças intermoleculares.

Quadro 6 - Organização de acordo com a abordagem do tema Forças Intermoleculares no livro Atkins e Jones (2012).

Capítulos	Tópicos relacionados
4. Propriedades dos gases	Desvios da idealidade; Liquefação dos gases; Equações de Estado dos Gases Reais. (p. 159 – 163)
5. Líquidos e Sólidos	Origem das forças intermoleculares; Forças íon-dipolo; Forças dipolo-dipolo; Forças de London; Ligação de Hidrogênio; Repulsões; Ordem nos líquidos; Viscosidade e tensão superficial; Classificação dos sólidos. (p. 171 – 194)
7. Termodinâmica: a Primeira Lei	Entalpias de mudanças de fases. (p. 257 – 261)
9. Equilíbrios físicos	Pressão de vapor; Volatilidade e forças intermoleculares; Ebulição; Dissolução; Solubilidade. (p. 333 – 351)
15. Os elementos: elementos do grupo principal	Compostos de hidrogênio. (p. 618 – 619)
18. Química Orgânica I: os hidrocarbonetos	Propriedades dos alcanos. (p. 743 – 744)
19. Química Orgânica II: polímeros e compostos biológicos.	Alcoóis; Éteres; Amidas; Aminas; Poliamida (Polimerização por condensação); Proteínas; Carboidratos; Estrutura do DNA (p.762-764; 767-770; 772-777; 777-784)

Fonte: autoria própria.

No primeiro momento em que as forças intermoleculares são citadas no livro (capítulo 4) são usadas para justificar os desvios do comportamento ideal dos gases, podendo ter natureza atrativa ou repulsiva. Em seguida tem-se o capítulo específico sobre os diferentes tipos de forças intermoleculares que está detalhado no

próximo tópico. Em outro trecho envolvendo agora o conceito de entalpia (capítulo 7) as forças intermoleculares são retomadas de modo geral para indicar sua relação com a variação da entalpia de fusão e vaporização e a temperatura.

No capítulo 9 – Equilíbrios Físicos são apresentadas as mudanças entre os estados sólido, líquido e gasoso e introduzido o conceito de equilíbrio entre as diferentes fases de uma substância. Para tanto são discutidos os conceitos de pressão de vapor e volatilidade e suas relações com as forças intermoleculares. Os autores mencionam na introdução do capítulo que o assunto pressupõe algum conhecimento das forças intermoleculares. Ainda neste capítulo são discutidas ideias relacionadas a solubilidade e o processo de dissolução, porém nesse caso as explicações são baseadas na regra “Igual dissolve igual”.

No fragmento do capítulo 15 são retomadas algumas ideias sobre as ligações de hidrogênio ao discutirem o elemento químico Hidrogênio. Porém, tem-se apenas uma menção a ideia geral que as ligações de hidrogênio são forças intermoleculares muito fortes entre hidrogênio e nitrogênio, oxigênio e flúor. Não há nenhum aprofundamento sobre este tipo de força intermolecular.

Ao abordarem as propriedades dos alcanos (capítulo 18) são explicitadas as forças de London, interações dominantes entre estes compostos. São apresentadas as relações entre tamanho da cadeia carbônica e volatilidade, ou seja, alcanos de maior massa molar são menos voláteis devido ao aumento da energia das interações. Fato que proporciona a separação dos derivados do petróleo através do processo de destilação fracionada. Por outro lado, a presença de ramificações no composto pode levar a forças intermoleculares mais fracas porque a molécula vizinha não consegue se aproximar tanto dos átomos vizinhos.

Nos últimos trechos do livro, encontrados no capítulo 19, que tratam da temática tem-se algumas menções as interações intermoleculares em compostos orgânicos, especificamente, a relação das ligações hidrogênio com as propriedades de funções orgânicas, o impacto nos materiais e na biologia. Ao descrever os grupos funcionais álcoois e éteres, as interações intermoleculares estão presentes relacionadas principalmente a volatilidade desses compostos. Ao abordar as aminas e amidas são encontradas apenas duas citações que relacionam os grupos funcionais e as ligações de hidrogênio. No tratamento dos polímeros tem-se uma explicação envolvendo a estrutura das poliamidas, especificamente o náilon, com as suas propriedades de resistência mecânica e a tendência em absorver umidade. As

ligações de hidrogênio, fortes interações intermoleculares, são responsáveis pela alta resistência mecânica do náilon.

Por fim são apresentados alguns impactos na biologia relacionando as ligações de hidrogênio com a estrutura secundária da proteína, a possibilidade dos carboidratos formar este tipo de força intermolecular e a presença da mesma nas hélices duplas do DNA.

Observando a abrangência do tema forças intermoleculares nos livros nota-se a sua abordagem em diferentes contextos indicando que trata-se de um conteúdo de relevância com uso amplo dentro do conhecimento químico. Porém destaca-se que há uma ênfase nas forças intermoleculares ao tratar das fases condensadas líquido e sólido. Concorde-se que as fases condensadas só existem devido as forças intermoleculares, entretanto deve-se atentar que o tema não está restrito a este conteúdo. Nesse sentido, gera-se um questionamento sobre a organização dos livros didáticos; não caberia um destaque maior ao tema, ou até mesmo um capítulo específico realçando no título as interações intermoleculares. A organização atual dos materiais centrada nas ideias envolvendo as fases condensadas não pode mascarar a importância das forças intermoleculares, a exemplo para o entendimento de uma série de propriedades físicas.

De modo similar, nos dois livros didáticos a abordagem dos gases antecede os capítulos específicos das forças intermoleculares e os diferentes tipos de interação são apresentados na mesma ordem. Porém, chama atenção a apresentação dos conceitos de química orgânica antes das forças intermoleculares em Kotz, Treichel e Weaver (2010) e em trechos posteriores em Atkins e Jones (2012) o que levou a diferenças substanciais na discussão das propriedades de compostos orgânicos que dependem das forças intermoleculares.

Apesar das diferenças na organização e algumas aplicações do tema os dois livros abordam os mesmos conteúdos, ressaltando em alguns momentos conceitos e ideias distintas. Nesse sentido no tópico a seguir é apresentado uma análise mais minuciosa dos capítulos específicos sobre as forças intermoleculares realçando algumas diferenças entre as relações conceituais e exemplos usados pelos livros.

5.2 Os capítulos específicos sobre as interações intermoleculares

O capítulo 13 – Forças Intermoleculares, Líquidos e Sólidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010) tem 42 páginas e para o seu entendimento os autores indicam que os conhecimentos relacionados à atração íon-íon, uso da eletronegatividade e determinação da polaridade sejam revistos. Já o capítulo 5 - Líquidos e Sólidos (ATKINS; JONES, 2012) contem 33 páginas e antes do seu estudo os autores mencionam a necessidade de revisar os conceitos de energia potencial, interações coulômbicas, moléculas polares e dipolos e forças intermoleculares nos gases.

Em ambos os livros o tema foi tratado nos títulos dos capítulos e tópicos pela expressão forças intermoleculares, mas ao longo do texto são encontradas outras como: atrações intermoleculares e interações intermoleculares. Após uma introdução ao tema os diferentes tipos de interações intermoleculares são apresentados nos dois livros didáticos. Na obra de Atkins e Jones (2012) seguem a ordem: forças íon-dipolo, forças dipolo-dipolo, forças de London – dentro deste tópico são tratadas as forças dipolo induzido-dipolo induzido e dipolo-dipolo induzido, e por fim as ligações de hidrogênio. A obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010) também segue a mesma ordem mencionada com uma diferença; as forças dipolo-dipolo induzido são abordadas em tópico separado das forças de dispersão de London (dipolo induzido-dipolo induzido). Realça-se que no último livro didático as ligações de hidrogênio são expostas com destaque no texto. Em seguida nos livros são exibidas as propriedades dos líquidos e sólidos, mas estes fragmentos não serão tratados neste trabalho. Foi dada uma ênfase nos tipos de interações intermoleculares porque esses foram abordados na disciplina de Química Geral I acompanhada.

Os dois capítulos específicos sobre as interações intermoleculares foram transformados em mapas conceituais⁶ deixando explícito as principais relações conceituais (figuras 6 e 7) entre os diferentes tipos de interação. Os mapas conceituais das introduções dos capítulos foram elaborados separadamente e também integram este capítulo. De modo geral, observa-se nos mapas que no livro de Kotz, Treichel e

---

⁶ Os diferentes fragmentos dos livros didáticos que fazem referências as forças intermoleculares foram transformados em mapas conceituais como previsto na metodologia, mas no presente trabalho só foram analisadas as estruturas que dizem respeito aos capítulos específicos sobre as interações intermoleculares. Os outros mapas conceituais constam no apêndice E para observações independentes do texto.

Weaver (2010) as forças intermoleculares são abordadas com ênfase na polaridade das moléculas, moléculas polares podem interagir por alguns tipos de forças e moléculas apolares por outros tipos, inclusive em alguns fragmentos do texto foram feitas menções a observação 'igual dissolve igual' ao invés de analisar as interações que estavam envolvidas nos sistemas. No livro de Atkins e Jones (2012) as abordagens tomam como referência as expressões matemáticas das energias potenciais.

Verifica-se que os mapas (figuras 6 e 7) são densos com vários conceitos e ligações o que dificulta a sua leitura. Com o intuito de facilitá-la foram feitos recortes das estruturas gráficas para cada tipo de interação que serão apresentados a seguir em uma análise conjunta e comparativa dos dois livros didáticos seguindo a mesma ordem em que os conteúdos foram expostos nas obras. Destacando os principais conceitos que apareceram, os fatos mais importantes e as principais diferenças entre as duas abordagens.

Figura 6 - Mapa conceitual elaborado para o trecho sobre as forças intermoleculares apresentadas no capítulo Líquidos e Sólidos (ATKINS; JONES, 2012, p. 172 – 179)

Legenda

Equação 2 – $E_p \propto -\frac{|z| \mu}{r^2}$

Equação 3 – $E_p \propto -\frac{\mu_1 \mu_2}{r^3}$

Equação 4 – $E_p \propto -\frac{\alpha_1 \alpha_2}{r^6}$

Equação 5 – $E_p \propto -\frac{\mu_1 \alpha_2}{r^6}$

Fonte: autoria própria.

Figura 7 - Mapa conceitual elaborado para o trecho sobre as forças intermoleculares apresentadas no capítulo Líquidos e Sólidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p.520 – 531)

Fonte: autoria própria.

Introdução dos capítulos

Na parte introdutória do livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010), mapa conceitual da figura 8, são realçados os estados físicos da matéria indicando que os líquidos e sólidos existem devido às forças de atração intermoleculares. Também foi feita uma breve retomada sobre os gases que podem ser explicados pela teoria cinético molecular pressupondo a não interação entre as moléculas e átomos neste estado físico. A importância das forças intermoleculares foi destacada pela influência em propriedades como os pontos de fusão e ebulição, na solubilidade e na determinação de estruturas biológicas (DNA e proteínas). A natureza eletrostática das forças intermoleculares foi mencionada, seguida de uma comparação das energias envolvidas nas ligações iônicas e covalentes.

Figura 8 - Mapa conceitual elaborado para a introdução do capítulo Forças intermoleculares, Líquidos e Sólidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p.519 – 520)

Fonte: autoria própria.

Na introdução de Atkins e Jones (2012) também foi destacada a importância das forças intermoleculares para a existência dos estados líquido e sólido, e sua baixa influência no estado gasoso quando considerado o modelo de gás ideal (mapa conceitual da figura 9). As forças intermoleculares são consideradas

fundamentais para explicar as propriedades físicas da matéria e as diferenças entre as substâncias encontradas no dia a dia. Essa obra se diferencia no sentido de relacionar as forças intermoleculares às interações coulômbicas, inclusive a equação da energia potencial foi apresentada, pois essa expressão é considerada a base de todas as interações. Outro aspecto tratado diz respeito ao gráfico (figura 10) com poço de potencial relacionando a variação da energia potencial e a separação internuclear; foram abordadas as diferenças entre um poço profundo relacionado às ligações químicas e um poço mais raso envolvendo as interações intermoleculares. Para finalizar a introdução do capítulo os autores mostram uma tabela com seis tipos de interação, as energias típicas envolvidas e as espécies que interagem.

Figura 9 - Mapa conceitual elaborado para a introdução do capítulo Líquidos e Sólidos – (ATKINS; JONES, 2012, p. 169 – 170)

Legenda: equação 1 – $E_p = \frac{Q_1 Q_2}{4\pi\epsilon_0 r}$

Fonte: autoria própria.

Figura 10 - Gráfico com poço de potencial relacionando a variação da energia potencial e a separação internuclear.

Fonte: livro Princípios de Química – questionando a vida moderna e o meio ambiente (ATKINS; JONES, 2012, p. 172).

Interações íon-dipolo

Na abordagem das interações íon-dipolo, representadas nos mapas conceituais das figuras 11 e 12, os dois livros analisados apontam que essas interações ocorrem entre um íon e uma molécula polar, desse modo a interação depende da carga do íon, da magnitude do momento de dipolo elétrico da molécula polar e da distância entre o íon e o dipolo. A formação de íons hidratados foi usada como exemplo nas explicações. No livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010) a hidratação é discutida levando em conta a carga e o tamanho do íon, e a distância entre o íon e o dipolo. Já em Atkins e Jones (2012) são realçadas as relações entre tamanho e carga do íon.

Figura 11 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações íon-dipolo (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Fonte: autoria própria.

Figura 12 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações íon – dipolo (ATKINS; JONES, 2012)

Fonte: autoria própria.

Na obra de Atkins e Jones (2012) o texto sobre as interações íon-dipolo faz referência a equação da energia potencial da interação. Essa expressão foi explicada e a dependência da distância ($1/r^2$) foi destacada por serem interações de curto alcance, ou seja, as moléculas polares precisam estar muito próximas de um íon. Na exemplificação através da hidratação discute-se que cátions pequenos atraem as moléculas de água mais fortemente do que cátions maiores, por isso comparativamente lítio e sódio formam sais hidratados enquanto potássio, rubídio e cério não. Ao comparar íons de tamanhos semelhantes devem-se considerar os

valores das cargas, por exemplo, cátions de bário são frequentemente hidratados, ao contrário, cátions de potássio não são apreciavelmente hidratados.

Por outro lado, em Kotz, Treichel e Weaver (2010) foi citado que essas interações podem ser avaliadas pela equação da lei de Coulomb, mas a equação não é exibida nem detalhada. Em seguida a dependência da distância foi apresentada como $1/d$, porém a variação é de $1/d^2$; talvez neste momento a ideia dos autores seja apenas ressaltar que a energia da atração é inversamente proporcional à distância. Para discutir a hidratação foi mostrado o esquema da figura 13, porém o sentido de variação da energia foi representado de modo equivocado, o correto é o inverso. Quanto menor a distância entre o íon e o dipolo maior a atração entre essas espécies. Dentre os cátions avaliados o de magnésio é o que apresenta o menor tamanho e a maior carga resultando em uma distância menor entre este e o dipolo e uma força de atração maior.

Figura 13 - Esquema apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) para discutir hidratação de íons e suas dependências.

Fonte: livro Química Geral e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 521).

A imagem utilizada em Kotz, Treichel e Weaver (2010) para exemplificar a energia envolvida na entalpia de hidratação também pode gerar algumas confusões como pode ser observado na figura 14. A letra d indica a distância entre o íon e o dipolo e também designa as cargas parciais da molécula. Entretanto, na legenda da

figura e no texto a letra d sempre é referida a distância. Em outras representações exibidas no livro verifica-se também que as cargas parciais ora são representadas por d ora por δ (delta).

Figura 14 - Esquema apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) para mostrar a variação da entalpia de hidratação de íons.

Fonte: livro Química Geral e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 521).

Interações dipolo-dipolo

Especificamente nas interações dipolo-dipolo as obras expõem que moléculas polares vão interagir através de atrações de cargas opostas de moléculas vizinhas. No texto de Kotz, Treichel e Weaver (2010), resumido no mapa conceitual da figura 15, após uma breve definição da interação que envolve moléculas polares com momento de dipolo permanente, foi ressaltada a influência dessas interações na evaporação ou ebulição de um líquido, no sentido em que quanto maiores as forças de atração entre as moléculas, maior o gasto energético para separá-las. Deste modo é esperado que as moléculas polares tenham maiores valores de entalpia de vaporização e altos pontos de ebulição se comparado as moléculas apolares de mesma massa molar. A influência das forças intermoleculares na solubilidade também foi apresentada através da observação “igual dissolve igual”, ou seja, moléculas polares são dissolvidas em componentes polares e o mesmo vale para as moléculas apolares. Nessa discussão foi usado como exemplo uma mistura entre água e etanol. Chamou atenção que a influência na ebulição e solubilidade acabaram sendo apresentadas como uma consequência da polaridade das moléculas envolvidas e não por uma análise das interações intermoleculares; inclusive foi destacado no texto a regra “igual dissolve igual” como uma maneira de prever a solubilidade. Em

momento algum foi deixado claro quais propriedades moleculares ou fatores influenciam as interações dipolo-dipolo. Não houve um detalhamento e discussão dessas interações, mas a apresentação de algumas propriedades físicas e suas relações com as interações intermoleculares de um modo amplo.

Figura 15 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo – dipolo (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Fonte: autoria própria.

A definição da interação dipolo-dipolo apresenta aspectos diferenciados em Atkins e Jones (2012) (figura 16). Nesta obra além de indicar que a interação ocorre entre moléculas polares que possuem momento de dipolo permanente foi inserido o conceito de carga parcial, pois as interações entre os dipolos ocorrem a partir da atração de cargas parciais. O conceito de carga parcial foi ilustrado com um mapa de densidade eletrônica da molécula de cloro-metano (figura 17) e em seguida foram representadas as interações entre essas moléculas. Os mapas de densidade eletrônica fazem parte da linguagem da química e podem ser usados como suporte de compreensão nos livros didáticos auxiliando na construção do conhecimento. Destaca-se também que neste fragmento do texto os autores apontaram que quanto maior a polaridade das moléculas mais fortes as interações. Embora o conceito polaridade não esteja ligado diretamente aos conceitos de momento de dipolo, molécula polar e cargas parciais, esses são relacionados e o mapa de densidade eletrônica fornece indícios dessas ligações.

Figura 16 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo - dipolo (ATKINS; JONES, 2012)

Fonte: autoria própria.

Figura 17 - Mapa de densidade eletrônica da molécula de cloro-metano apresentada em Atkins e Jones (2012).

Fonte: livro Princípios de Química – questionando a vida moderna e o meio ambiente (ATKINS; JONES, 2012, p. 174).

Novamente em Atkins e Jones (2012) a equação da energia potencial é apresentada realçando uma relação com os momentos de dipolo das moléculas que interagem e uma forte dependência com a distância ($1/d^3$) como pode ser verificado na estrutura exposta na figura 16. Também é discutida como a energia potencial varia entre moléculas polares que estão em rotação na fase gás, nesses casos as interações são mais fracas e dependem da distância elevada a sexta potência. No fim do tópico sobre as forças dipolo-dipolo foi usado um exemplo para predizer qual o ponto de ebulição mais alto ao comparar dois sistemas (*p*-dicloro-benzeno e *o*-dicloro-

benzeno); o sistema formado por *o*-dicloro-benzeno apresenta o maior ponto de ebulição porque os momentos de dipolo das duas ligações C-Cl não se cancelam enquanto os momentos de dipolo das duas ligações C-Cl no sistema *p*-dicloro-benzeno se cancelam devido as posições em que se encontram no anel. As moléculas que tem maior momento de dipolo elétrico interagem mais fortemente.

Interações dipolo-dipolo induzido e forças de London

Seguindo a ordem de apresentação nos livros são abordadas as interações entre moléculas apolares, assim chamado em Kotz, Treichel e Weaver (2010). A explicação das forças dipolo-dipolo induzido foi embasada no exemplo da solubilidade do gás oxigênio em água, explicitando que a água (molécula polar) pode induzir um momento de dipolo em outra molécula apolar, no caso o oxigênio como pode ser visualizado no mapa conceitual da figura 18. A nuvem eletrônica do oxigênio inicialmente simétrica, é distorcida quando uma extremidade negativa da molécula de água se aproxima e ocorre a formação de um momento de dipolo induzido. Para ilustrar a polarização da molécula de oxigênio foi exposta a imagem da figura 19, neste momento os autores usaram um mapa de densidade eletrônica. O processo de indução é chamado polarização e a extensão em que uma nuvem eletrônica pode ser distorcida depende da polarizabilidade. As explicações da interação dipolo-dipolo induzido terminaram indicando que quanto maior a massa molar, maior a nuvem eletrônica e maior a polarizabilidade da molécula. O uso da massa molar como parâmetro para verificar a maior ou menor polarizabilidade deveria ser substituído pelo volume molecular, pois este está mais relacionado a ideia de nuvem eletrônica. E se mesmo assim houvesse preferência ao uso do parâmetro massa, essa deveria ser a massa molecular, de uma molécula, e não molar, de um mol de moléculas.

Figura 18 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo – dipolo induzido e forças de London (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Fonte: autoria própria.

Figura 19 - Representação para a interação dipolo-dipolo induzido entre água e gás oxigênio apresentada em Kotz, Treichel e Weaver (2010).

Fonte: livro Química Geral e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 525).

As forças de dispersão de London também conhecidas como dipolo induzido-dipolo induzido são explicadas de modo sintético ao mencionarem que as nuvens eletrônicas de moléculas apolares são em média esféricas, porém quando duas moléculas se aproximam atrações e repulsões entre os elétrons podem levar a distorção da nuvem eletrônica e a formação de momentos de dipolos induzidos. Como exemplo foram apresentadas as possíveis forças intermoleculares entre iodo sólido e água ou tetracloreto de carbono em um processo de dissolução; entre água e iodo tem-se interações dipolo-dipolo induzido, tetracloreto de carbono e iodo interagem por meio de forças de dispersão de London, e água e tetracloreto de carbono não se misturam como pode ser observado na figura 20. A imagem só retrata o nível

macroscópico e no livro foi indicado o uso da regra “igual dissolve igual” para avaliar o que ocorreria no sistema descrito acima.

Figura 20 - Imagem usada em Kotz, Treichel e Weaver (2010) para discutir a solubilidade entre iodo, água e tetracloreto de carbono.

Fonte: livro Química Geral e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 526).

O mapa conceitual que sintetiza as ideias das forças de London e dipolo-dipolo induzido apresentadas em Atkins e Jones (2012) é bem denso porque apresenta vários conceitos e ligações (figura 21). É sinalizado que as forças de London atuam em todas as moléculas independentemente de sua polaridade, embora este fato não seja explicado. A formação de momentos de dipolos instantâneos, causados por cargas parciais instantâneas de moléculas apolares, ou seja, as nuvens de elétrons de moléculas apolares, em alguns instantes podem não estar uniformes o que pode distorcer a nuvem eletrônica de uma molécula vizinha e dar origem a um momento de dipolo induzido. Tal fato gera as interações dipolo induzido-dipolo induzido que dependem da polarizabilidade, ou seja, da facilidade de deformação das nuvens de elétrons. Nesse sentido, quanto mais volumosa a molécula, mais polarizável e mais intensa será a interação. A equação da energia potencial é novamente apresentada e a energia desta interação é inversamente proporcional à distância elevada à sexta potência.

Figura 21 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: interações dipolo – dipolo induzido e forças de London (ATKINS; JONES, 2012)

Fonte: autoria própria

Um aspecto que só foi apresentado em Atkins e Jones (2012) diz respeito a influência da estrutura molecular (forma da molécula) na intensidade em que as forças de London atuam, para tanto foram feitas comparações entre o pentano e o 2,2-dimetil-propano. Também foram expostos dois mapas de densidade eletrônica (figura 22 – a / b) para mostrar como a estrutura das moléculas está relacionada a intensidade das interações intermoleculares; moléculas cilíndricas vizinhas tendem a ficar mais próximas e interagem mais fortemente se comparado a moléculas esféricas vizinhas; realça-se que o exemplo usado não pode ser generalizado. Os mapas de densidade eletrônica (figura 22 – c) também foram usados para ilustrar as cargas parciais instantâneas e a flutuação rápida da distribuição eletrônica podendo gerar momentos de dipolo instantâneo.

Figura 22 - Mapas de densidade de carga eletrônica apresentados em Atkins e Jones (2012)
 – a) moléculas cilíndricas vizinhas (p.177), b) moléculas esféricas vizinhas (p.177), c) flutuação rápida da distribuição eletrônica em moléculas vizinhas (p.176).

Fonte: livro Princípios de Química – questionando a vida moderna e o meio ambiente (ATKINS; JONES, 2012, p. 176 e 177).

As interações dipolo-dipolo induzido foram introduzidas em sequência destacando que sua existência é devido a capacidade de uma molécula induzir um momento de dipolo em outra. A única diferença atribuída se comparado as forças de London diz respeito a natureza das moléculas envolvidas, nesse momento a interação ocorre entre uma molécula polar e outra não polar. A equação da energia potencial também é exposta, mas nesse momento a sua interpretação tem que ser feita indiretamente pelo leitor, pois não foi detalhada no texto somente comentado que a interação é inversamente proporcional a sexta potência da separação. Foram usados

dois exemplos para problematizar as interações que envolvem momentos de dipolo induzidos: discussão sobre os estados físicos de alguns halogênios a temperatura ambiente e as tendências dos pontos de ebulição de haletos de hidrogênio para chegar a conclusão que a energia das forças de London aumenta com a polarizabilidade das moléculas envolvidas.

Interações do tipo ligação de hidrogênio

A última interação descrita é a ligação de hidrogênio definida de modo muito semelhante nos livros como pode ser observado nos mapas conceituais das figuras 23 e 24. Essas interações ocorrem quando um átomo de hidrogênio ligado covalentemente a um átomo pequeno e fortemente eletronegativo, especificamente nitrogênio, flúor e oxigênio, é atraído pelo par isolado de elétrons de outro átomo de nitrogênio, flúor e oxigênio. É realçado que os átomos envolvidos tem que ser altamente eletronegativos e devem ter pelo menos um par de elétrons isolado. No livro de Atkins e Jones (2012) os autores representaram uma ligação de hidrogênio entre duas moléculas de água e duas moléculas de fluoreto de hidrogênio usando o modelo de bolas e varetas. Também mencionaram que essas interações são responsáveis pela manutenção das formas de algumas moléculas biológicas (proteínas e DNA) e mantêm as árvores eretas. Destaca-se que não foi explícito que as ligações de hidrogênio são um tipo de interação dipolo–dipolo mais intensa.

Figura 23 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: ligação de hidrogênio (ATKINS; JONES, 2012)

Fonte: autoria própria.

Figura 24 - Recorte do mapa conceitual das interações intermoleculares: ligação de hidrogênio (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010)

Fonte: autoria própria.

A obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010) se diferencia por sinalizar que as ligações de hidrogênio são uma forma extrema de dipolo-dipolo e também por discutir as propriedades incomuns da água na sequência, a saber: arranjo tetraédrico, capacidade calorífica e densidade. Além da representação, com o modelo de bolas e varetas, das ligações de hidrogênio presentes na água foram exibidas representações para duas moléculas de etanol, duas moléculas de ácido acético e algumas ligações de hidrogênio que ocorrem no DNA. Também foi comentado ao longo do texto a importância dessas interações para a estrutura de polímeros como o náilon e para a determinação da estrutura de sólidos como a do ácido acético glacial.

A maior intensidade das ligações de hidrogênio é discutida nos dois livros através de um gráfico (figura 25) com os pontos de ebulição de compostos binários de hidrogênio com os elementos das famílias 14 a 17 da tabela periódica. O comportamento anômalo de alguns pontos de ebulição observados no gráfico sugerem a existência de forças atrativas muito fortes entre as moléculas indicando a presença das ligações de hidrogênio, interações mais fortes do que as apresentadas anteriormente.

Figura 25 - Gráficos com os pontos de ebulição de alguns compostos de hidrogênio apresentados em – **(A)** Kotz, Treichel e Weaver (2010) e **(B)** Atkins e Jones (2012).

Fontes: (A) livro Química Geral e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 527). (B) livro Princípios de Química – questionando a vida moderna e o meio ambiente (ATKINS; JONES, 2012, p. 178).

5.3 Considerações sobre a análise dos livros didáticos

A descrição da organização dos livros didáticos permitiu verificar que as interações intermoleculares estão dispersas em diferentes fragmentos dos livros didáticos, porém na maioria dos trechos não há ênfase no tema, apenas citações e as relações conceituais devem ser feitas indiretamente pelos leitores. Trata-se de um tema central para o conhecimento químico, porém os materiais instrucionais não dão o destaque necessário para que os estudantes percebam essa importância.

As definições e por consequência a abordagem conceitual relacionada as interações intermoleculares são explicitadas nos dois materiais no capítulo das fases condensadas sólido e líquido, especificamente no capítulo 13 – Forças Intermoleculares, Líquidos e Sólidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010) e capítulo 5 - Líquidos e Sólidos (ATKINS; JONES, 2012). Nesses capítulos o tema é apresentado de acordo com os tipos de interações intermoleculares e sua intensidade, da interação mais forte para a mais fraca, com exceção da ligação de hidrogênio que é discutida na última parte por ser considerada uma interação especial. Seguiu-se a ordem íon-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo induzido, forças de London e ligações de hidrogênio, dessa maneira foi organizado segundo uma ordem classificatória, mostrando a natureza de cada tipo de interação intermolecular. Durante a apresentação dos tipos de interações intermoleculares são definidos conceitos fundamentais para o seu entendimento, tais como momento de dipolo permanente e induzido, polaridade e polarizabilidade e exemplos clássicos são expostos como: interações entre moléculas de água (ligações de hidrogênio) e interações entre gás oxigênio e água (interações dipolo-dipolo induzido).

A maneira como os livros didáticos apresentam o tema pode ter uma consequência no aprendizado dos alunos, os quais não conseguem reconhecer que vários tipos de interações intermoleculares podem estar atuando no mesmo sistema. A sequência classificatória e os exemplos usados para cada tipo de interação (etanol interage por ligações de hidrogênio; haleto de cloro interage por interação do tipo dipolo-dipolo) podem levar a ideia de que as moléculas só interagem por meio de um único tipo de interação intermolecular. Nesse mesmo sentido observou-se que nos livros didáticos não são enfatizadas discussões em que as interações intermoleculares são consideradas partes de um contínuo de interações eletrostáticas, passando somente a ideia de interações compartimentadas devido a organização meramente

classificatória. Inclusive os estudantes podem desenvolver pensamentos e modelos individualizados para cada tipo de interação intermolecular por acreditar que são completamente diferentes.

O livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010) traz um resumo das forças intermoleculares, após a apresentação dos diferentes tipos, que poderia ser usado justamente para discutir a natureza eletrostática das interações e a presença de vários tipos em um mesmo sistema. O mesmo não ocorre na obra de Atkins e Jones (2012). Nesse fragmento do texto os autores citam que as forças de dispersão de London podem ser encontradas em todas as moléculas e expõe um gráfico de barras (figura 26) com várias forças atuando em um sistema, mas a interpretação depende do leitor. O gráfico poderia ter sido explorado e detalhado não só com o objetivo de mostrar a universalidade das forças de London, mas também para sinalizar que vários tipos de interação podem atuar no mesmo sistema.

Figura 26 - Gráfico apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) no tópico resumo das forças intermoleculares.

Fonte: livro Química Geral e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 531).

As duas ideias, universalidade das forças de London e várias interações atuando no mesmo sistema, chamaram atenção, pois foram abordadas de maneira extremamente resumida nos livros. Essas ideias serão discutidas e detalhadas ao longo do presente texto, pois permearam todas as análises. Em Kotz, Treichel e

Weaver (2010) só foi citada no tópico resumo das forças intermoleculares, mas não foi discutida; ficou restrita a uma legenda do gráfico. No livro de Atkins e Jones (2012) a universalidade das forças de London é mencionada no resumo do tópico dessas interações e ao começar o tópico das ligações de hidrogênio, mas sem nenhuma explicação. Ao ler a obra, essa ideia foi aplicada em um exemplo para explicar a tendência dos pontos de ebulição de alguns haletos de hidrogênio, moléculas polares; nesse caso a variação da intensidade das interações dipolo-dipolo não explica os pontos de ebulição observados sendo necessário avaliar o efeito das forças de London. Porém, a aplicação não é acompanhada de uma explicação que expõe que em um sistema várias interações podem estar atuando.

Na descrição e observação dos livros também chamou atenção para o uso da linguagem química na obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010). Além de usos diversos para o símbolo d , ora indicando distância ora indicando momento de dipolo, não foi citado que a polarizabilidade pode ser designada pela letra α (alfa) e a polaridade pela letra μ (mi), símbolos usados com frequência na linguagem química.

Retomando os mapas conceituais que sintetizam todos os tipos de interações intermoleculares (figuras 6 e 7, p. 68 e 69) nota-se uma rede de relações conceituais densa e complexa. No mapa conceitual do livro dos autores Kotz, Treichel e Weaver (2010) são encontrados 46 conceitos e 63 proposições; em Atkins e Jones (2012) tem-se 36 conceitos e o mesmo número de proposições (63) sinalizando que na estrutura do último livro os conceitos foram mais relacionados. Dentre os conceitos apresentados 23 coincidem nos dois mapas conceituais como pode ser verificado na tabela 1; conceitos em destaque.

Tabela 1 - Grupos de conceitos e números de ligações entre os conceitos apresentados nos mapas das figuras 6 e 7, p. 69 e 70.

Livro Atkins e Jones (2012)		Livro Kotz, Treichel e Weaver (2010)	
Conceitos	Número de ligações	Conceitos	Número de ligações
Grupo 1 – Interações intermoleculares ou intramoleculares			
Interação íon-dipolo	9	Interação íon-dipolo	6
Interação dipolo-dipolo	7	Atrações dipolo-dipolo	4
Forças de London	13	Forças de London	3
Dipolo induzido-dipolo induzido	1	Forças dipolo induzido-dipolo induzido	1
Interações dipolo-dipolo induzido	4	Interação dipolo-dipolo induzido	3
Ligação de hidrogênio	9	Ligações de hidrogênio	7
Forças intermoleculares	5	Forças intermoleculares	5
Íon-íon	1	Forças de atração	5
Total de ligações	49	Total de ligações	34
Grupo 2 – Propriedades moleculares ou fatores que influenciam as interações			
Polarizabilidade	4	Polarizabilidade	3
Momento de dipolo induzido	3	Momento de dipolo induzido	4
Nuvem eletrônica	4	Nuvem eletrônica	5
Moléculas apolares	5	Moléculas apolares	6
Moléculas polares	5	Moléculas polares	6
Polaridade	2		
Eletronegatividade	3	Átomos eletronegativos	4
Momento de dipolo permanente	4	Momento de dipolo permanente	4
Tamanho do íon	1	Tamanho do íon	1
Carga do íon	2	Carga do íon	3
Flúor	2	Flúor	2
Oxigênio	2	Oxigênio	2
Nitrogênio	2	Nitrogênio	2
Par de elétrons livres	1	Par de elétrons livres	3
Volume molecular	2	Massa molar	1
Forma da molécula	3	Distribuição de elétrons	1
Momentos de dipolo instantâneo	5	Cargas opostas	1
Cargas parciais	3	Distância entre o íon e o dipolo	2
Cargas parciais instantâneas	3		
Distância	4		
Íon	2		
Total de ligações	62		50
Grupo 3 – exemplos ou aplicações			
Hidratação de íons	3	Hidratação de íons	5
Moléculas biológicas	1	Moléculas biológicas	1
Pontos de ebulição	1	Ponto de ebulição	4
Moléculas cilíndricas	2	O ₂ e água	1
Moléculas esféricas	2	Estrutura de sólidos	1
Resistência da madeira	1	Estrutura de polímeros	1
		Água	5
		Densidade	1
			<i>Continua</i>

		Volume	1
		Arranjo tetraédrico	1
		Capacidade calorífica	1
		Evaporação	2
		Solubilidade dos materiais	2
		Igual dissolve igual	2
		Água e etanol	1
		Entalpia de solvatação ou hidratação	1
		Energia cinética	3
		Temperatura	1
		Entalpia de vaporização	4
		Endotérmico	1
Total de ligações	10	Total de ligações	39

Grupo 4 – Equações matemáticas

Energia potencial	4	Lei de Coulomb	2
Total de ligações	4	Total de ligações	2

Fonte: autoria própria

Conclusão

Os conceitos expostos nos mapas conceituais também foram agrupados em quatro conjuntos, a saber: interações intermoleculares ou intramoleculares, propriedades moleculares ou fatores que influenciam as interações, exemplos ou aplicações e equações matemáticas relacionadas às interações, sintetizado na tabela 1. Ainda na tabela 1 pode ser verificado que no livro de Atkins e Jones (2012) são feitas mais ligações com os conceitos dos grupos 1, 2 e 4 quando comparado a obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010), nessa somente no grupo 3 o número de ligações é superior. Este dado indica uma valorização na apresentação de exemplos ou aplicações no livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010), já no livro de Atkins e Jones (2012) o texto está mais atrelado à discussão das relações entre as propriedades moleculares ou fatores e a influência nas interações intermoleculares. É válido ressaltar que exemplos também foram usados no último livro citado, porém os textos não ficaram restritos a este aspecto.

Os conceitos que foram mais ligados a outros conceitos nos dois mapas conceituais encontram-se no grupo 1 – interações intermoleculares ou intramoleculares. Especificamente em Atkins e Jones (2012) foram os conceitos interação íon-dipolo (9), interação dipolo-dipolo (7), forças de London (13) e ligação de hidrogênio (9). Na obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010) foram os conceitos interação íon-dipolo (6) e ligações de hidrogênio (7). Chamando atenção para a diferença do número de ligações do conceito forças de London (13 e 3) dentro desse grupo.

No grupo 2 verifica-se a centralidade das propriedades moleculares polarizabilidade e polaridade. Em Atkins e Jones (2012) o conceito de polarizabilidade está associado ao momento de dipolo induzido, nuvem eletrônica, momento de dipolo instantâneo, cargas parciais instantâneas e volume molecular; polaridade ou moléculas polares estão associadas ao momento de dipolo permanente e cargas parciais. Todos os sete conceitos citados estão relacionados a definição das propriedades moleculares. No mapa conceitual do livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010) estão relacionados a definição da polarizabilidade os conceitos: momento de dipolo induzido, nuvem eletrônica e massa molar; um número menor de conceitos (3) se comparado ao outro livro analisado que possui cinco conceitos. Além da diferença quantitativa também realça o uso do conceito massa molar ao invés de volume molecular. A definição da polaridade foi associada ao momento de dipolo permanente e distribuição de elétrons.

No grupo 3 - exemplos e aplicações destaca-se o uso da hidratação de íons como exemplar da interação íon-dipolo nos dois livros didáticos. Em média o número de ligações com os diferentes conceitos é pequeno nesse grupo por se tratarem de conceitos terminais no mapa conceitual, ou seja, conceitos que ficam em regiões mais periféricas da estrutura. Novamente chama atenção o maior número de conceitos ressaltados na obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010) para este grupo. Por fim, no grupo 4 só foram indicados um conceito para cada livro didático.

Observando a disposição dos conceitos nos mapas conceituais verifica-se que as duas estruturas iniciam-se pelo conceito forças intermoleculares, justamente por se tratar do tema que deu origem as representações. Logo em seguida nota-se que em Kotz, Treichel e Weaver (2010) é realçada a polaridade das moléculas e os diferentes tipos de interações intermoleculares são apresentados de acordo com a natureza das moléculas envolvidas. Em Atkins e Jones (2012) a polaridade das moléculas não foi usada explicitamente para organizar o texto e o mapa conceitual, mas os tipos de interações intermoleculares foram desenvolvidos na mesma ordem apresentada por Kotz, Treichel e Weaver (2010).

Um ponto de extrema importância observado no mapa conceitual do livro de Atkins e Jones (2012), mas que talvez não esteja explícito no texto do livro, diz respeito à presença de dois conceitos (distância e energia potencial) que vinculam os diferentes tipos de interações intermoleculares. Ambos os conceitos foram representados no livro através das equações da energia potencial que sinteticamente

demonstram a dependência das interações intermoleculares com as propriedades moleculares ou fatores que tem alguma influência. O mesmo não ocorre no mapa conceitual do livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010); não é encontrado nenhum conceito que conecta os diferentes tipos de interações intermoleculares. Este dado reforça a ideia de compartimentalização dos diferentes tipos de interações intermoleculares podendo levar a pensamentos que indicam que os mesmos não apresentam relações.

CAPÍTULO 6

ANÁLISE DAS AULAS SOBRE O TEMA INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

As interações intermoleculares foram abordadas durante quatro aulas da disciplina de Química Geral I. Durante a primeira aula foi feita uma introdução ao tema destacando sua importância e apresentados os tipos de interação íon-íon, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio e forças dispersivas de London. Na aula seguinte o docente finalizou a exposição sobre as forças dispersivas de London, introduziu as interações dipolo-dipolo induzido e algumas aplicações (reações de desproporcionamento, solubilização e formação de precipitados coloidais). Nas duas últimas aulas foram abordadas outras aplicações como: resinas de troca iônica, algumas propriedades do estado líquido, relações com os surfactantes e os sistemas biológicos e influências na pressão de vapor.

Ao final das duas primeiras aulas os estudantes responderam um questionário avaliando os principais quadros e ideias expostos; esses questionários foram elaborados a partir das apresentações em power point® disponibilizadas previamente pelo docente e usadas durante as aulas. Nas duas últimas aulas esse tipo de questionário não foi aplicado porque os materiais preparados para as aulas não foram cedidos antecipadamente impedindo a elaboração dos instrumentos, e os estudantes não tiveram a oportunidade de fazer uma avaliação.

Os itens avaliados nos questionários pós-aula orientaram a análise das aulas considerando um olhar dos estudantes. Nesse contexto, o presente capítulo foi organizado a partir dos questionários pós-aula, por isso, são relatadas apenas descrições e análises das primeiras aulas⁷.

6.1 A primeira aula

A primeira aula do tema interações intermoleculares teve duração de aproximadamente uma hora e vinte minutos e tinha o objetivo de descrever os tipos de interações intermoleculares. A aula foi expositiva com poucas participações dos alunos respondendo questionamentos ou explicitando dúvidas e contou com uma apresentação de power point®. No quadro 7 pode-se observar informações sobre a organização da aula e a sequência em que os conteúdos foram apresentados.

---

⁷ Quadros resumos indicando a organização das últimas duas aulas e os conteúdos apresentados foram inseridos ao presente trabalho (Apêndice F).

Quadro 7 - Informações sobre a organização e conteúdos abordados na primeira aula.

Objetivo da aula: Descrever os tipos de interações.	
Duração: 1h 22min	
Organização da aula Momentos	Descrição
<u>1. Introdução do tema</u> Início: 0min Término: 20min43s	Foi comentado de maneira geral sobre três assuntos: 1. estados físicos da matéria (considerando uma substância e comparando algumas substâncias) e em seguida destacou os gases; 2. formação de soluções chamando atenção para as substâncias que se dissolvem (existem interações entre líquido-sólido e líquido-líquido); 3. estrutura de sistemas coloidais. Segundo o docente a ideia era fazer com que os alunos pensassem sobre a existência das forças intermoleculares sem entrar em detalhes e definições.
<u>2. Apresentação dos tipos de interações</u> Início: 20min 44s Término: 24min 40s	Os diferentes tipos de interações intermoleculares foram apresentados. Foi ressaltado que as interações íon-íon ocorrem em compostos iônicos, as interações dipolo-dipolo em moléculas covalentes com dipolo e as forças de dispersão em compostos apolares. Todas as interações tem natureza eletrostática e a magnitude aumenta: das forças de dispersão até as interações íon-íon.
<u>3. Descrição da interação íon-íon</u> Início: 24min 41s Término: 27min 59s	Ocorre em compostos iônicos que são encontrados no estado sólido a temperatura ambiente. São interações fortes que levam a altos pontos de fusão. O docente mostrou no slide e comentou que a interação segue a lei de Coulomb, ou seja, é diretamente proporcional as cargas e inversamente proporcional à distância ao quadrado. Nos slides tem o NaCl como exemplo.
<u>4. Descrição da interação dipolo-dipolo</u> Início: 28min Término: 39min 35s	Apresenta imagens para discutir densidade eletrônica, nuvem eletrônica simétrica e distorcida, e formação de momento de dipolo. Destacou a necessidade de se ter diferença de eletronegatividade entre os elementos e a geometria precisa ser considerada. Como exemplo montou a estrutura de Lewis do SO ₂ no quadro. <i>Continua</i>

	A interação dipolo-dipolo é diretamente proporcional a intensidade dos dipolos. A distância para que se manifeste deve ser pequena porque tem dependência com a distância elevada a quatro.
<u>5. Descrição da ligação de hidrogênio</u> Início: 39min 36s Término: 01h 06min 19s	Também chamada de ponte de hidrogênio é um tipo especial de interação dipolo-dipolo. Ocorre quando um átomo de hidrogênio encontra-se entre dois átomos eletronegativos e pequenos, principalmente F, O e N. Como exemplo, apresenta interações entre moléculas de metanol e em seguida entre moléculas de água e metanol. Apresenta dois gráficos com pontos de ebulição de diferentes substâncias para mostrar a intensidade da ligação de hidrogênio. Questiona o motivo pelo qual os átomos devem ser pequenos e explica comparando as interações entre moléculas de água e entre moléculas de ácido sulfídrico. Os átomos pequenos tem maior densidade de carga negativa. Apresenta algumas anomalias da água.
<u>6. Descrição das forças dispersivas de London</u> Início: 01h 06min 20s Término: 01h 22min	Essas interações ocorrem em sistemas apolares. Exemplo: entre moléculas de benzeno. Existe uma probabilidade dos elétrons se deslocarem gerando um dipolo instantâneo, assim uma molécula próxima vai ter a nuvem eletrônica distorcida. As forças de dispersão dependem da polarizabilidade, ou seja, da facilidade com que a nuvem eletrônica pode ser deformada. Depende também da distância elevada a sétima, portanto só se manifesta a distâncias muito pequenas.

Fonte: autoria própria.

Conclusão

No fim da aula foi aplicado um questionário para os alunos seguindo a divisão apresentada na descrição da mesma (quadro 7). O questionário foi elaborado de acordo com a apresentação de *power point*® disponibilizada pelo docente e não contemplou o momento 2) Apresentação dos tipos de interações, por se tratar de uma introdução sintética e geral das interações, e também não avaliou o momento 6) Descrição das forças de dispersão, pois a discussão desse tipo de interação foi finalizada na aula seguinte. No questionário foram selecionados seis itens, a saber: I) relação com as mudanças de estados físicos da matéria, II) relação com os modelos

para o estado gasoso, III) interações íon-íon, IV) interações dipolo – dipolo, V) interações do tipo ligação de hidrogênio – representação e VI) interações do tipo ligação de hidrogênio – gráfico.

A seguir será exposta a análise do questionário pós-aula I de acordo com os seis itens solicitados, além de uma descrição mais detalhada da abordagem que ocorreu durante o curso para os itens que compuseram o instrumento, permitindo inferências sobre as ideias explicitadas pelos alunos e o que ocorreu durante as aulas.

Item I – Introdução ao tema: relação com as mudanças de estados físicos

A aula foi iniciada retomando uma ideia geral sobre o que seria uma molécula e sua formação através das ligações químicas; houve indicação que as moléculas também podem interagir entre si influenciando algumas de suas propriedades. Essa breve introdução foi usada para sinalizar que a primeira propriedade a ser discutida seria relacionada aos estados físicos da matéria.

Como pano de fundo para a abordagem, foi mostrado que uma mesma substância pode se apresentar em diferentes estados físicos dependendo da temperatura. Em seguida, foi exposto que a uma dada temperatura podem ser localizadas diferentes substâncias em distintos estados físicos; para auxiliar a explicação foi usada a sequência de slides apresentada na figura 27.

Na tabela inserida no segundo slide estava explícito os valores das massas molares das substâncias: hidreto de lítio, água e metano, e os seus respectivos estados físicos a 25°C. Foi destacado que embora as massas molares da água e do metano tenham valores próximos, essas substâncias são achadas em diferentes estados físicos. E o hidreto de lítio que possui o menor valor para a massa molar é encontrado no estado sólido. Esse foi o primeiro indicativo que os estados físicos não são definidos apenas a partir de uma relação com a massa molar. A aula então foi encaminhada para a definição de quais fatores, além da temperatura e das massas molares, influenciam na determinação dos estados físicos das substâncias.

Foi iniciada uma discussão sobre as diferenças existentes entre os três estados físicos, a saber: gasoso, líquido e sólido. No estado gasoso não há uma ordenação do sistema, desse modo as partículas têm uma movimentação. No estado líquido as partículas ainda tem alguma mobilidade, porém o sistema começa a ter um

grau de organização. Por fim, no estado sólido existe uma estrutura bem definida sem mobilidade apreciável.

Figura 27 - Slides usados para discutir: relação com as mudanças de estados físicos das substâncias.

SLIDE 1

SLIDE 2

Substância	Massa Molar (g.mol ⁻¹)	Estado Físico 25°C
CH ₄	16	Gás
H ₂ O	18	Líquido
LiH	8	Sólido

SLIDE 3

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Os graus de mobilidade das partículas são então relacionados as massas molares ou o peso das partículas a fim de questionar a possibilidade de sua influência na definição dos estados físicos. Para tanto, foi feita uma analogia com o mundo físico ou macroscópico relacionando objetos pesados a uma dificuldade em leva-los ao estado gasoso, pois para tal seria necessário um dispêndio maior de energia devido à necessidade de uma maior mobilidade. Ou seja, se uma substância tem uma massa molar maior seria necessário fornecer uma quantidade de energia maior para que as suas partículas adquiram mobilidade e mudem de estado físico. Porém, esse raciocínio contradiz os dados fornecidos na tabela (slide 2); o hidreto de lítio possui a menor massa molar e se encontra no estado sólido, estado sem mobilidade apreciável

das partículas. Por outro lado, água e metano, com massas maiores são encontradas nos estados líquido e gasoso respectivamente.

Nesse cenário, concluiu-se que a definição do estado físico não depende exclusivamente em aumentar a energia cinética das partículas de forma a aumentar a mobilidade molecular. E sim, a existência de alguns tipos de forças entre as partículas que mantêm a organização dos sistemas e os estados físicos. A ideia nesse momento inicial da aula não foi detalhar as interações intermoleculares, mas mostrar através dos estados físicos e suas mudanças que essas interações existem e vão ter consequências nas propriedades das moléculas.

Esse primeiro momento da aula foi contemplado no questionário com o recorte dos slides, buscando a compreensão dos estudantes sobre os fatores que influenciam os estados físicos da matéria e suas mudanças; neste item foi apresentada a imagem da figura 28. Foram obtidas 46 respostas dissertativas sendo que uma não abrangeu a síntese do que foi compreendido, e outra só fez as marcações na escala de opinião. Dois alunos não responderam esse item porque chegaram atrasados e não participaram das explicações iniciais.

Figura 28 - Imagem apresentada no item I – questionário pós-aula I.

Substância	Massa Molar (g.mol^{-1})	Estado Físico 25°C
CH_4	16	Gás
H_2O	18	Líquido
LiH	8	Sólido

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Os dados relativos à escala de opinião foram sistematizados no gráfico 1 apresentado a seguir. Nota-se que a maioria dos estudantes (31/ 67%) indicaram que já conheciam o assunto marcando os números 1 e 2 na escala, e também o compreenderam (40 estudantes / 87%). Todavia, ainda foram indicados sete (15%) pontos obscuros relacionados a esse primeiro item.

Gráfico 1 - Novidade e compreensão do item I: relação com as mudanças de estados físicos.

Fonte: autoria própria.

A identificação da interação intermolecular presente em diferentes sistemas foi apontada em duas (4%) respostas como uma dúvida (exemplo: “Quais os tipos de interações em cada molécula.” A16). O reconhecimento dos tipos de interações intermoleculares pode ser uma dificuldade mais abrangente na turma tendo em vista que durante a aula houve uma descrição das interações sem muitas análises de sistemas por parte dos alunos.

Três (7%) estudantes explicitaram dificuldades em perceber o que de fato interfere na determinação dos estados físicos (exemplo: “Ficou obscuro o porque das diferenças dos estados físicos o que além da massa molar influencia na ligação.” A13). E os dois (4%) últimos pontos obscuros não incluíam os pontos principais desse primeiro momento da aula.

Ao observar as respostas dissertativas, que sintetizaram a compreensão, percebeu-se que essas relacionaram os diferentes estados físicos a três ideias principais, sendo elas: temperatura, massa molar e interações intermoleculares. Com relação à temperatura dois (4%) estudantes a citaram fazendo uma interpretação simplista da tabela fornecida indicando somente que substâncias diferentes a uma dada temperatura podem ser encontradas em distintos estados físicos. Não foi utilizado nenhum modelo explicativo para interpretar a tabela, apenas uma constatação dos dados apresentados.

No que diz respeito à massa molar os estudantes divergiram em suas respostas. Mesmo com os dados contraditórios da tabela, dois (4%) estudantes

alegaram que o estado físico das substâncias depende exclusivamente da massa molar. Por outro lado, 11 (24%) respostas indicaram que a massa molar influencia, mas não totalmente na definição dos estados físicos, entretanto, não citaram as interações intermoleculares. Essas interações foram mencionadas em 25 respostas, ou seja, em termos percentuais cerca de 54% dos estudantes reconheceram as interações intermoleculares como responsáveis pelas diferenças nos estados físicos.

Também foram encontradas três (7%) respostas que não abrangeram os aspectos analisados e uma explicação equivocada; foi explícito que os estados físicos são diferentes devido às interações entre os átomos levando a uma relação com as ligações químicas. Duas (4%) respostas foram deixadas em branco.

Item II - Introdução ao tema: relação com os modelos para o estado gasoso – gás ideal e real.

Ainda introduzindo o tema das interações intermoleculares na aula, foi discutido o estado gasoso, lembrando que neste estado as partículas são praticamente independentes, ocorrendo as menores interações se comparado aos estados físicos, líquido e sólido. Na figura 29 são mostrados os slides que auxiliaram a explicação. O modelo de partículas independentes (individuais) possibilitou o estabelecimento da equação dos gases ideais apresentada no slide 2. Entretanto, dependendo das condições de pressão e temperatura a equação dos gases ideais não é válida e precisa ser modificada originando a equação de van der Waals também apresentada no slide 2. Na última equação citada são acrescidos os fatores a e b indicando que mesmo no estado gasoso existe algum tipo de interação entre as partículas.

Figura 29 - Slides usados para discutir: relação com os modelos para o estado gasoso.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

A partir dos slides expostos foi feito um recorte originando a imagem da figura 30 que integrou o questionário pós-aula.

Figura 30 - Imagem apresentada no item II – questionário pós aula I.

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - a\left(\frac{n}{V}\right)^2$$

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Nesse segundo item foram obtidas 45 respostas dissertativas, 1 aluno só marcou a escala de opinião e 2 alunos não responderam porque chegaram atrasados e não participaram da abordagem. Os dados relativos a escala de opinião foram organizados no gráfico 2 relacionando o número de alunos com a novidade do assunto e a compreensão. Observando o gráfico nota-se que nesse momento um grupo maior de estudantes indicou o assunto como novo (14/ 30%) ou ainda não era totalmente conhecimento (11/ 24%), marcando o número 3 na escala. E novamente, a maioria (36/ 78%) sinalizou a compreensão do assunto porém, chama atenção que 24 (52%) estudantes apresentaram algum aspecto obscuro.

Gráfico 2 - Novidade e compreensão do item II: relação com os modelos para o estado gasoso.

Fonte: autoria própria.

Todos os pontos obscuros foram relacionados a dificuldade em interpretar as equações dos gases ideais e reais, principalmente a equação de van der Waals e as variáveis a e b (exemplo: “Em relação aos coeficientes na última fórmula, ficaram pouco esclarecidos, e a diferença entre o momento que devo aplicar uma ou outra.” A16). Não ficou claro para estes estudantes quais as relações entre a equação de van der Waals e as interações entre partículas de gás. Estes pontos obscuros podem estar relacionados ao modo em que a equação de van der Waals foi abordada durante a aula; essa equação só foi citada, não houveram explicações sobre as suas variáveis e o significado dos fatores a e b como pode ser observado no trecho da transcrição da aula.

[...] mesmo nestes sistemas aqui dependendo da condição de pressão e concentração, essa equação aqui considerando gases como esferas individuais já não vale mais, tá certo? É em outras palavras pra você descrever uma equação dos gases você tem que modificar esta equação geral dos gases aqui, não é? Vocês estão vendo que aqui tem introdução desses fatores A e B , é, isto aqui é conhecido como equação de van der Waals, e isto é um indicativo de que também no estado gás, apesar de ser um estado onde você tem, é, como é que se diz, as maiores individualidades, as maiores separações, a maior mobilidade, ainda existe algum tipo de interação e estas interações são descritas, é, por exemplo, é, através desta equação dos gases de van der Waals. (Fala do professor - transcrição da aula)

Ao categorizar as sínteses feitas pelos estudantes também foi possível observar que alguns ainda não reconheceram relações entre as interações intermoleculares e o modelo de gás real. Nove (20%) estudantes distinguiram as equações matemáticas, mas não fizeram nenhuma referência as características que diferenciam os modelos propostos para o estado gasoso (exemplo: “A fórmula para a interação de gases reais é diferente da de gases ideais.” A20). Por outro lado, 28 (61%) estudantes se referiram as equações e citaram as interações intermoleculares como uma diferença entre os modelos (exemplo: “Para gases ideais, é possível utilizar a 1ª equação, pois as partículas se comportam individualmente. Porém, na realidade, para análises mais precisas, levamos as forças intermoleculares em consideração com a 2ª equação.” A22). Outros 3 (7%) estudantes só citaram a equação dos gases ideais.

Também foram encontradas 5 (11%) sínteses que não abordaram o assunto tratado nesse momento. A exemplo, indicaram a compreensão do conceito de pressão ou que os estados da matéria dependem de interações entre moléculas. Uma resposta foi deixada em branco.

Item III – Interações íon-íon

O terceiro item avaliado abordou as interações íon-íon, apresentadas resumidamente, pois seriam tratadas em outras aulas relacionadas as ligações iônicas. Chamou-se atenção para os compostos iônicos, encontrados no estado sólido a temperatura ambiente, por possuírem um arranjo ordenado entre os íons que maximiza as interações. Usou-se como exemplo cloreto de sódio e óxido de magnésio para mostrar que os compostos iônicos têm as interações mais fortes e por consequência apresentam elevados pontos de fusão. Citou-se que as interações íon-íon seguem a Lei de Coulomb, ou seja, são diretamente proporcionais as cargas e inversamente proporcionais ao quadrado das distâncias. As explicações tiveram como pano de fundo o slide apresentado na figura 31 que exhibe uma estrutura cristalina, a equação da Lei de Coulomb e alguns dados referentes a compostos iônicos.

Figura 31 - Slide usado para apresentar e discutir as interações íon-íon.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Neste terceiro item os estudantes tiveram que avaliar a imagem apresentada na figura 32. Destacando que só foram retiradas as informações que estavam na forma de texto ao se comparar com o slide usado.

Figura 32 - Imagem apresentada no item III – questionário pós-aula I.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Com os dados da escala de opinião deste momento da aula foi plotado o gráfico 3, realçando que metade dos estudantes (13/ 27%) apontou o conhecimento como novo para eles ou parcialmente conhecido (11/ 23%). Observando o gráfico nota-se também que muitos alunos (38 / 79%) assinalaram os números 4 ou 5 para a compreensão do assunto sugerindo que assimilaram os conhecimentos. Por outro lado, 16 (33%) estudantes revelaram a existência de pontos obscuros no conteúdo após as explicações.

Gráfico 3 - Novidade e compreensão do item III: interações íon-íon.

Fonte: autoria própria

Dos 16 pontos obscuros citados, um é bem geral e o estudante diz que precisa refletir mais sobre o que foi abordado e três comentários referem-se a dificuldade em entender como ocorrem as interações intermoleculares num arranjo cristalino. A maioria dos pontos obscuros (8 / 17%) estão relacionados a equação matemática que representa a Lei de Coulomb, não ficou claro a interpretação da equação ou aplicação, por exemplo, foi apontado como obstáculo a percepção da dependência entre a intensidade da força e a distância. Outro aspecto obscuro (4/ 8%) diz respeito às diferenças nos valores dos pontos de fusão dos compostos iônicos apresentados, o que ocasionaria tamanha diferença. No momento em que o slide com as temperaturas de fusão dos compostos iônicos cloreto de sódio (NaCl) e óxido de magnésio (MgO) foi exposto o docente não explicou o que ocasiona as diferenças nos valores das temperaturas de fusão; deveria ter sido chamado atenção para as cargas dos íons e o raio iônico.

Ao observar a abordagem feita em aula nota-se que neste trecho foram destacadas quatro características: as interações íon-íon seguem a Lei de Coulomb, são interações de intensidade forte, os sólidos iônicos apresentam um arranjo bem ordenado e elevados pontos de fusão. Com base nessas características, as respostas dos estudantes sobre o que compreenderam foram categorizadas, destacando que apenas um estudante discorreu sobre todas em sua síntese. Outros 7 (15%) estudantes escreveram sobre três, 10 alunos (21%) comentaram sobre duas e 23 (48%) sobre uma particularidade. A distribuição das características citadas pode ser visualizada no gráfico 4.

Gráfico 4 - Distribuição das características das interações íon-íon citadas pelos estudantes

Fonte: autoria própria.

Nota-se que o ponto mais citado pelos estudantes foi a equação da Lei de Coulomb (27 vezes), provavelmente por ter sido apresentada no próprio questionário. Os estudantes podem ter consciência que essas interações seguem a Lei de Coulomb, porém, pelas indicações dos pontos obscuros, não conseguem interpretá-la. Olhando as demais características tem-se em números totais, 16 citações do arranjo bem ordenado, frente a 13 citações relativas a intensidade da força e os elevados pontos de fusão.

Além das respostas sistematizadas no gráfico 4, seis (13%) apresentaram alguns equívocos conceituais ou fugiram dos aspectos requeridos. Duas sínteses foram muito gerais e não abrangeram as interações íon-íon, seguido por uma indicação de que as ligações iônicas são sólidas a temperatura ambiente, ou que o peso molecular influencia os valores dos pontos de fusão e duas sínteses apresentaram o termo molécula (forma das moléculas ou moléculas próximas) ao se referirem ao arranjo cristalino. Uma resposta foi deixada em branco.

Item IV – Interações dipolo – dipolo

Na continuação da aula foram introduzidas as interações dipolo – dipolo usando os slides apresentados na figura 33. Nesse momento houve a definição de momento de dipolo como sendo “uma carga parcial que ocorre em função dessa flutuação do par de elétrons num determinado sentido” (Fala do professor - transcrição da aula). Para abordar o conceito de momento de dipolo houve uma comparação entre

a distribuição da nuvem eletrônica de uma molécula de cloro (Cl_2) e uma molécula de ácido clorídrico (HCl), ressaltando que em moléculas diatômicas formadas por átomos com diferentes eletronegatividades a nuvem eletrônica fica distorcida.

Figura 33 - Slides usados para apresentar e discutir as interações dipolo – dipolo.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

A exemplificação continuou através do dióxido de enxofre (SO_2) sinalizando que para a determinação da ocorrência do momento de dipolo, além de verificar a presença de átomos com diferentes eletronegatividades é necessário considerar a geometria molecular. Nesse contexto, a geometria molecular do SO_2 foi apresentada e o slide 3 foi discutido para mostrar um sistema formado por várias moléculas desse composto. A atenção foi chamada para a maneira direcionada em que as moléculas interagem e a presença de forças de natureza atrativa e repulsiva.

Em seguida comentou-se que as interações dipolo-dipolo são proporcionais a intensidade dos dipolos e dependentes da distância elevada a quarta potência, ou seja, a distância entre as moléculas precisa ser pequena para que essas interações se manifestem. E que essas interações são mais fracas do que as interações covalentes e iônicas quando comparadas as suas intensidades.

Para a avaliação das interações dipolo-dipolo os estudantes observaram a imagem da figura 34.

Figura 34 - Imagem apresentada no item IV – questionário pós-aula I.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Nesse momento da aula, os 48 estudantes presentes responderam todos os itens do questionário. De modo geral, na escala de opinião os estudantes apontaram que o assunto já era conhecido por eles (34/ 71%) e também foi compreendido pela maioria (40/ 83%). Fato que pode ser verificado na distribuição dos dados organizada no gráfico 5, onde as maiores densidades são encontradas nos pares (5,1) e (5,2), ou seja, esses pares foram os mais assinalados pelo grupo. Embora o percentual de compreensão tenha sido alto, 11 (23%) estudantes mostraram que ainda existiam pontos obscuros, sendo eles: falta de compreensão da equação matemática (8/ 17%) e o significado do valor 4KJ/mol (2/ 4%). As dificuldades estão centradas principalmente na interpretação da equação matemática e no significado da distância elevada a quarta potência. Um ponto obscuro apresentado foi muito geral e não diz respeito às interações dipolo–dipolo.

Gráfico 5 - Novidade e compreensão do item IV: interações dipolo - dipolo.

Fonte: autoria própria.

Na síntese sobre o que compreenderam a respeito das interações dipolo – dipolo 36 (75%) estudantes mencionaram uma relação direta entre a diferença de eletronegatividade de átomos e a formação do momento de dipolo de modo correto. Chamando atenção que apenas um estudante escreveu que além da diferença de eletronegatividade deve-se considerar a geometria molecular. Por outro lado, nove (19%) estudantes também citaram que essas interações tem alguma dependência com a distância. Outros três (6%) estudantes comentaram sobre a intensidade desta força. E apenas um aluno escreveu sobre a relação entre diferença de eletronegatividade, formação de momentos de dipolos, dependência com a distância e intensidade da força.

Um aluno (2%) comentou restritamente sobre uma relação entre eletronegatividade e polaridade de moléculas, e não mencionou a formação dos momentos de dipolo (exemplo: “A polaridade da molécula depende da eletronegatividade dos átomos componentes” A4). Outros três (6%) alunos simplesmente sintetizaram que a distância vai influenciar na intensidade da força, mas não detalharam. Outra ideia citada por dois (4%) estudantes se refere a modificações na posição da nuvem eletrônica para a formação dos momentos de dipolo, a nuvem é deslocada no sentido do átomo mais eletronegativo (exemplo: “[...] Conforme ocorre uma deformação, formam-se polos o que possibilita interações moleculares” A42).

Também foi encontrada uma (2%) resposta muito geral que foge ao que foi solicitado e outras quatro (8%) que apresentaram alguns equívocos conceituais. Os

equivocos estão relacionados: a definição de momento de dipolo por dois estudantes (exemplo: “Dipolo caracteriza espécies polares e apolares na molécula” A16) e a propriedade eletronegatividade ser atribuída à molécula ou substância e não aos átomos por outros dois estudantes. Uma resposta foi deixada em branco.

Item V – interações do tipo ligação de hidrogênio

Após as explicações sobre as interações dipolo-dipolo foram consideradas as ligações de hidrogênio, um tipo especial de interação dipolo-dipolo. Esses casos ocorrem quando um átomo de hidrogênio fica localizado entre dois átomos pequenos e altamente eletronegativos. Especificamente, esses átomos são oxigênio, flúor e nitrogênio, portanto, um átomo de hidrogênio fica ligado covalentemente a um dos átomos mencionados e interage com outro átomo através de uma interação intermolecular; esse último átomo precisa ter pelo menos um par de elétrons livres. No slide 2 (figura 35), usado na aula, pode ser visto algumas possibilidades de interação realçando a existência de vários tipos de ligação de hidrogênio.

Em seguida o metanol ($\text{CH}_3\text{-OH}$) foi tomado como exemplo destacando que no grupo álcool (-OH) existe um hidrogênio ligado covalentemente a um oxigênio, outra molécula de metanol também tem o mesmo grupo permitindo a ocorrência de uma ligação de hidrogênio entre os grupos álcoois de duas moléculas de metanol. Porém, as ligações de hidrogênio não incidem somente entre moléculas iguais, podem acontecer entre água e metanol, por exemplo, através da função álcool (-OH) e o oxigênio da molécula de água. Fato que explica a miscibilidade em qualquer proporção de água e metanol.

Outro exemplo utilizado foi um sistema formado por água líquida, no qual as ligações de hidrogênio originam uma estrutura bem característica, ou seja, um arranjo tetraédrico devido à geometria molecular que a água assume considerando os pares de elétrons livres. Esses pares de elétrons livres passam a ser pontos favoráveis a ocorrência de ligações de hidrogênio. Além de influenciar o estado líquido da água, as ligações de hidrogênio também têm implicações no estado sólido ao permitirem a organização de uma estrutura quase cristalina onde são observados os maiores espaços entre as moléculas. São essas interações que explicam a menor densidade da água no estado sólido se comparado ao estado líquido.

Figura 35 - Slides usados para apresentar e discutir as ligações de hidrogênio.

SLIDE 1

SLIDE 2

Ligação de Hidrogênio

Uma forma especial de atração de dipolo-dipolo

Consiste de um átomo de H localizado entre dois átomos pequenos, altamente eletronegativo, com um par de elétrons isolados (N, O, F)

Types of Hydrogen Bonds [X—H...Y]		
N—H...N—	O—H...N—	F—H...N—
N—H...O—	O—H...O—	F—H...O—
N—H...F—	O—H...F—	F—H...F—

SLIDE 3

SLIDE 4

Ligação de H entre duas Moléculas de Metanol

Ligação de Hidrogênio entre Metanol e Água

SLIDE 5

Ligação de H da H₂O

É especialmente forte na água:

- A ligação O—H é muito polar
- Existem 2 pares de elétrons isolados no átomo de O

Arranjo tetraédrico

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Neste item do questionário foram selecionados alguns exemplos (figura 36) apresentados nos slides para nortear a avaliação feita pelos estudantes.

Figura 36 - Imagem apresentada no item V – questionário pós-aula I.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

As ligações de hidrogênio foram contempladas no questionário, item 5, buscando uma interpretação e avaliação dos 48 estudantes sobre a natureza desta interação intermolecular. A partir desta escala de opinião elaborou-se o gráfico 6 que deixa explícito uma concentração de respostas no par (5, 2) sugerindo que o assunto já era conhecido e foi compreendido por 15 (31%) estudantes. O conteúdo também foi compreendido por outros 25 (52%) estudantes que marcaram os valores 4 ou 5 na escala. Destaca-se também que 44% (21) dos alunos indicaram que o assunto era novo ou parcialmente conhecido.

Gráfico 6 - Novidade e compreensão do item V: interações do tipo ligação de hidrogênio.

Fonte: autoria própria.

Dos seis (13%) pontos obscuros apontados, três (6%) respostas foram muito gerais (exemplo: “Tenho incerteza se o que entendi está correto” A33), uma (2%) questionou se a diferença de eletronegatividade é a única causa para ocorrer a

ligação de hidrogênio, e dois (4%) estudantes apresentaram dificuldades em entender a organização da ligação de hidrogênio em relação aos pares de elétrons livres e a geometria da molécula (exemplo: “As moléculas de água do arranjo tetraédrico ficam na mesma região em que os pares de elétrons desemparelhados estão localizados ou elas os evitam?” A14).

Ao categorizar as sínteses do que foi compreendido observou-se que 21 (44%) estudantes apresentaram uma definição para a ligação de hidrogênio, mas explicitando aspectos diferentes. De modo mais genérico, quatro (8%) estudantes definiram em termos de atração e repulsão considerando um polo negativo que atrai um polo positivo (exemplo: “A diferença de eletronegatividade entre os átomos numa molécula faz surgir densidades de carga nos átomos mais eletronegativos, deixando os outros mais positivos. Assim, há atração/repulsão entre as moléculas” A28). Por outro lado, em cinco (10%) respostas foi expresso que nas ligações de hidrogênio o hidrogênio deve estar interagindo com átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio, átomos menores e mais eletronegativos. Em outras cinco (10%) respostas os estudantes só indicaram a interação com átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio sem comentar sobre alguma característica desses átomos. E por fim, sete (15%) sínteses apresentaram uma definição sugerindo que um átomo de hidrogênio interage com átomos menores e mais eletronegativos, mas os nomes dos elementos químicos correspondentes aos átomos não foram citados. Destaca-se que dentre as respostas descritas, ou seja, que apresentaram uma definição as ligações de hidrogênio, seis (13%) também consideraram a necessidade de pelo menos um par de elétrons livres para a efetivação da interação intermolecular.

Também chamou atenção o número de estudantes (16 / 33%) que comentou sobre o arranjo tetraédrico das moléculas de água no estado líquido. A estrutura foi apenas citada em quatro (8%) respostas e nas outras 12 (25%) o arranjo tetraédrico foi justificado como uma consequência dos dois pares de elétrons livres do oxigênio.

Em menor número, cinco (10%) respostas só sinalizaram que as ligações de hidrogênio são um tipo de interação de intensidade forte. Finalizando, tem-se duas (4%) respostas que não se encaixaram nos demais grupos, uma indicou que as ligações de hidrogênio são formadas entre duas moléculas próximas e a outra não pode ser compreendida devido à má formulação da síntese. Duas (4%) respostas foram deixadas em branco.

Item VI – ligação de hidrogênio: gráfico com a variação das temperaturas de ebulição.

As ligações de hidrogênio foram abordadas durante um período maior da aula, se comparado os outros momentos e por este motivo foram contempladas em dois itens do questionário. No segundo item deste tema foi mostrado um gráfico que relaciona a variação das temperaturas de ebulição de compostos de hidrogênio em função do grupo da tabela periódica, como pode ser visto no slide 1 – figura 37. No gráfico foi observado que os valores dos pontos de ebulição crescem à medida que se desce no grupo e aumenta a massa atômica do elemento químico ligado ao hidrogênio, porém para os compostos formados com átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio os pontos de ebulição são atípicos não seguindo a tendência de crescimento. Para discutir esses pontos atípicos a definição de ligação de hidrogênio foi retomada realçando a presença de átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio que são pequenos e muito eletronegativos, deste modo, os valores observados são uma consequência das interações do tipo ligação de hidrogênio por apresentarem intensidade forte. Novamente foi comentado sobre a necessidade de pares de elétrons livres no átomo que vai interagir com o hidrogênio.

Figura 37 - Slides usados para explicar as implicações das ligações de hidrogênio nos valores dos pontos de ebulição.

SLIDE 1

Pontos de ebulição de alguns compostos de hidrogênio

Em seguida foi questionado o porquê de o átomo pequeno originar uma interação intermolecular mais intensa. E explicado a ideia de densidade de carga negativa, ou seja, o átomo que tiver a maior densidade de carga acaba exercendo uma ação mais intensa sobre o dipolo da molécula que está interagindo, porque a carga será sentida de modo mais significativo. Para explicar o conceito de densidade de carga de modo mais detalhado, as moléculas de água (H_2O) e ácido sulfídrico (H_2S) foram desenhadas na lousa. Ambas as moléculas tem mesma geometria molecular, dois pares de elétrons livres, mesma família, formam o mesmo número de ligações covalentes e tem a mesma estrutura de Lewis. Em seguida, foi representada a interação entre duas moléculas de água e entre duas moléculas de ácido sulfídrico e questionado porque a ligação de hidrogênio no sistema formado por ácido sulfídrico seria mais fraca. Devido aos tamanhos dos átomos, o enxofre é maior e tem uma densidade de carga menor. O tamanho menor e a densidade de carga maior fazem com que o átomo de oxigênio seja sentido como uma carga pontual pelo átomo de hidrogênio intensificando a interação.

Por outro lado, a anomalia nos valores dos pontos de ebulição não é verificada no grupo 4 (figura 37) porque o elemento químico carbono não apresenta eletronegatividade significativa, o que não gera um momento de dipolo apreciável.

Neste item do questionário foi usada a imagem do gráfico do slide 1 (figura 37) para os alunos avaliarem. O assunto foi indicado como novo para 15 (31%) estudantes, 10 (21%) marcaram o valor 3 na escala de opinião e 23 (48%) sinalizaram que já era conhecido. A compreensão do assunto foi afirmada por 33 (69%) alunos, os demais apontaram que não foi compreendido (8 / 17%) ou parcialmente compreendido (6 / 13%) e um aluno não expressou sua opinião. Esses dados podem ser verificados no gráfico 7 que expõe uma dispersão das opiniões dos estudantes, com exceção dos pontos (5, 1), (5, 2) e (5,3) referentes a um conteúdo relativamente conhecido e compreendido.

Gráfico 7 - Novidade e compreensão do item VI: ligação de hidrogênio - gráfico com a variação das temperaturas de ebulição.

Fonte: autoria própria

Alguns estudantes (10 / 21%) relataram que pontos obscuros persistiram após as explicações. Em nove (19%) respostas foram explicitadas dificuldades em interpretar o gráfico e as variações das temperaturas de ebulição; não ficou claro para esse grupo de estudantes o que ocasiona a ordem apresentada (exemplo: “Porque os pontos de ebulição do HCl é menor do que NH_3 ? Por que o ponto de ebulição da H_2O é maior do que HF?” A11). Outro aluno questionou se a massa molecular poderia explicar porque a água tem maior temperatura de ebulição se comparado ao haleto de flúor (HF).

Dentre as respostas que sintetizaram a compreensão, 21 (44%) consideraram que as anomalias para os pontos de ebulição ocorrem devido as interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio entre moléculas de água, amônia e ácido fluorídrico. Outros 11 (23%) alunos destacaram que a intensidade das ligações de hidrogênio está relacionada ao tamanho do átomo que vai interagir com o hidrogênio ou a sua maior densidade de carga recordando a justificativa fornecida pelo docente para a diferença dos pontos de ebulição entre água, amônia e ácido fluorídrico.

Para este momento da aula, nove (19%) respostas foram muito gerais e não apresentaram a compreensão conceitual do tema (exemplo: “Compreendi o estabelecimento da natureza da ligação, a energia entre elas e o estado físico em que se encontra.” A9). Em uma resposta foi encontrado um equívoco referente ao uso da

propriedade eletronegatividade (exemplo: “Que a concentração de carga e a eletronegatividade das moléculas explica o comportamento da ebulição conforme se desce numa família.” A24) e seis (13%) estudantes deixaram a síntese em branco, inclusive um aluno escreveu que não sabia explicar.

6.2 A segunda aula

A segunda aula sobre a temática teve duração de uma hora e quatorze minutos e tinha os seguintes objetivos: finalizar a descrição dos tipos de interações intermoleculares e expor algumas aplicações. A aula foi iniciada com uma revisão das ideias apresentadas no dia anterior, em seguida foram abordadas as forças dispersivas de London, as interações dipolo-dipolo induzido e apresentadas algumas aplicações. No quadro 8 pode ser observada uma síntese da aula.

Quadro 8 - Informações sobre a organização e conteúdos abordados na segunda aula.

Objetivo da aula: Continuar as explicações envolvendo os tipos de interações e apresentar algumas implicações.	
Duração: 1h 14min	
Organização da aula Momentos	Descrição
<u>1. Revisão dos conceitos vistos na última aula.</u> Início: 4min Término: 31min 35s	O docente retomou alguns slides usados na aula anterior e destacou as principais ideias abordadas. Nesse momento utiliza algumas analogias e exemplos para facilitar o entendimento.
<u>2. Continuação: descrição das forças dispersivas de London</u> Início: 31min 36s Término: 35min 23s	Usa o exemplo da sublimação do I_2 para explicar que um coletivo de forças de dispersão age nas moléculas no estado sólido, porém um aumento da energia cinética das moléculas é suficiente para romper essas interações e passar diretamente para o estado gás. Em seguida discute a influência da forma molecular nos valores da temperatura de ebulição de isômeros.
	<i>Continua</i>

<u>3. Descrição da força dipolo permanente – dipolo induzido</u> Início: 35min 24s Termino: 42min 06s	Esse tipo de força ocorre entre uma molécula que tem dipolo permanente e uma segunda molécula apolar que terá um dipolo induzido. Tem dependência com a polarizabilidade. Para discutir o docente recorre a dissolução de I_2 e O_2 (substâncias apolares) em água. Nos dois casos observa-se uma baixa solubilidade que ocorre devido a indução de um dipolo nas moléculas de I_2 e O_2 ocasionada pelo dipolo permanente da molécula de água. Também apresenta como exemplo a dissolução de I_2 em etanol.
<u>4. Aplicação: reação de desproporcionamento</u> Início: 42min 07s Término: 50min 49s	Dando continuidade o docente questiona se o cloro poderia se dissolver em água como o I_2 e o O_2. Ao adicionar cloro em água, além do processo de dissolução ocorre uma reação entre o cloro e a água chamada de reação de desproporcionamento. É como uma reação redox interna onde há ruptura heterolítica da ligação cloro-cloro. Essa ruptura é facilitada pela indução do dipolo na molécula de cloro. Deste modo, a reação de desproporcionamento é uma consequência de uma interação intermolecular com o solvente.
<u>5. Descrição das interações íon-dipolo e aplicação: solubilização.</u> Início: 50min 50s Término: 01h 01min 24s	Ao adicionar sal ($NaCl$) em água os dipolos das moléculas de água começam a interagir com os íons do retículo cristalino ocasionando a solvatação dos íons. Há uma troca de interações dipolo-dipolo da água por interações íon-dipolo. As explicações se basearam em representações das moléculas e íons com o modelo de bolas.
<u>6. Aplicação das interações íon-íon: formação de precipitados coloidais</u> Início: 01h 01min 25s Término: 01h 15min 04s	Relembra a reação entre os íons Ag^+ e Cl^- feita no laboratório e comenta sobre a formação de um precipitado bem fino que normalmente fica em suspensão. O sólido não cresce e sedimenta porque um pouco de prata envolve o sólido de $AgCl$ deixando todas as partículas com a mesma carga. Caso queira o precipitado poderia ferver a solução. E para se obter o colóide é necessário realizar a estabilização evitando a aglutinação.
<u>7. Aplicação das interações íon-íon: resinas de troca iônica</u> Início: 01h 15min 05s Término: 01h 18min 10s	Comenta que na próxima aula vai apresentar uma série de aplicações das interações íon-íon. Inclusive um experimento que não pode fazer na aula por falta de tempo sobre resina de troca iônica.

No fim da aula os estudantes responderam o questionário pós-aula II que contemplou dois momentos apresentados no quadro 8, a saber I) interações do tipo forças dispersivas de London e II) forças dipolo – dipolo induzido. Os outros momentos não compuseram o questionário porque não foram disponibilizados previamente. A análise será exposta a seguir.

Item I – interações do tipo forças dispersivas de London

As forças dispersivas de London começaram a ser abordadas na primeira aula e foram concluídas na aula seguinte numa sequência de 10 slides, apresentados nas figuras 38 e 39. Inicialmente foram explorados dois exemplos para problematizar a existência dessas interações: as possíveis mudanças de estado físico de um átomo de gás nobre como hélio e a molécula de benzeno. Chamou-se atenção que mesmo o átomo de hélio, que deveria ser encontrado no estado gasoso a qualquer temperatura devido as suas características, pode estar no estado líquido ou sólido. E o benzeno, mesmo sendo uma molécula simétrica com momento de dipolo zero apresenta valores para os pontos de fusão e ebulição relativamente próximos aos da água, que interagem por ligações de hidrogênio. Uma molécula apolar ou um átomo de gás nobre conseguem mudar de estado físico com as temperaturas explicitadas devido a formação de momentos de dipolos instantâneos.

Para iniciar as explicações sobre a formação de momentos de dipolos instantâneos, foram retomados resumidamente os slides 3 e 4 discutidos em outros momentos do curso. Esses slides foram usados para recordar a probabilidade de se encontrarem o elétron tanto numa distribuição radial do orbital quanto em uma distribuição radial para a ligação. No caso da ligação da molécula de hidrogênio a maior probabilidade de se encontrar os elétrons fica entre os núcleos. O mesmo ocorre em uma molécula de iodo, caracterizada como apolar e com uma distribuição simétrica (slide 5). Porém, existe também a probabilidade dos pares de elétrons não ficarem exatamente entre os núcleos e se posicionarem deslocados da região central gerando um dipolo instantâneo negativo de um lado da molécula e outro positivo. Esses dipolos instantâneos influenciam a nuvem eletrônica de outras moléculas próximas ocorrendo a formação de dipolos induzidos em sistemas apolares. No caso do benzeno essas oscilações tem maior probabilidade porque o orbital molecular é mais estendido,

devido aos seis átomos de carbono, o que gera um número maior de dipolos instantâneos e por consequência pontos de fusão e ebulição próximos aos dos valores de um sistema formado por água.

Essas interações dipolo induzido-dipolo induzido observadas entre moléculas apolares também são conhecidas como forças de dispersão de London e dependem da polarizabilidade, ou seja, a facilidade com a qual a nuvem de elétrons pode ser deformada. A força desta interação também depende da distância elevada à sétima potência, portanto ocorre preferencialmente nos estados sólido e líquido. Para discutir o conceito de polarizabilidade foi usado como exemplo uma série formada por halogênios e as diferenças observadas nos seus estados físicos a 25°C (figura 39). Flúor e cloro são gases, bromo é líquido e iodo é sólido, todos são moléculas apolares, diatômicas, porém alguns têm forças intermoleculares de maior intensidade devido à variação da polarizabilidade. Quanto maior a nuvem eletrônica, mais expandida, e mais fácil de ser deslocada por isso o iodo é encontrado no estado sólido.

A abordagem do tema foi retomada na aula seguinte abrangendo novamente os aspectos já descritos e finalizando com a discussão dos slides 9 e 10. Nesse momento, para mostrar que as forças de dispersão de London são fracas foi relatada a sublimação do iodo que ocorre facilmente ao elevar a temperatura e aumentar a agitação molecular. Também foi analisada a influência dessas interações em uma molécula mais complexa através de dois isômeros, um de cadeia linear e outro ramificada. Na molécula de cadeia linear as interações são mais favorecidas devido a maior área de contato o que leva a um ponto de ebulição mais alto se comparado ao isômero de cadeia ramificada.

Figura 38 - Slides usados para explicar as forças dispersivas de London – parte I

SLIDE 1

Como explicar interações em sistemas apolares??

SLIDE 2

BENZENO

$$\mu = 0$$

$$PF = 5,5\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$PE = 80,1\text{ }^{\circ}\text{C}$$

SLIDE 3

Função de Distribuição Radial

SLIDE 4

SLIDE 5

SLIDE 6

Forças de London ou de dispersão

- Dipolo induzido-dipolo induzido

Uma flutuação na distribuição eletrônica em duas moléculas vizinhas

Moléculas apolares

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Figura 39 - Slides usados para explicar as forças dispersivas de London – parte II.

SLIDE 7	SLIDE 8
A força da interação de London depende da polarizabilidade (α) α - a facilidade com a qual a nuvem de elétrons pode ser deformada $F \propto \frac{\alpha_1 \alpha_2}{r^7}$	F_2 (gás) Cl_2 (gás) Br_2 (líquido) I_2 (sólido)
SLIDE 9 FORÇAS ENVOLVENDO DIPOLOS INDUZIDOS As forças induzidas entre as moléculas de I_2 são muito fracas, tanto que o I_2 sólido sublima (sólido $\rightarrow$ gás).	SLIDE 10 Forma Molecular e Forças de Dispersão Isômeros: Pentano e 2,2-dimetilpropano (C_5H_{12}) $\begin{array}{c} H & H & H & H & H \\ & & & & \\ H-C & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & \\ H & H & H & H & H \end{array}$ PE= 36 °C $\begin{array}{c} & H & \\ & & \\ H & -C & -H \\ & & \\ H & -C & -C & -C-H \\ & & \\ H & H & H \end{array}$ PE= 9 °C

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

A partir dos slides usados foi feita a montagem da figura 40 para que os alunos fizessem os julgamentos no questionário.

Figura 40 - Imagem apresentada no item I – questionário pós-aula II.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Nesse momento da aula estavam presentes 45 estudantes que responderam o questionário. Realçando que um aluno não indicou nenhum valor na escala de opinião sobre o conteúdo. Observando o gráfico 8 que sintetiza os dados da escala de opinião nota-se uma concentração de respostas nos pares (5,2) e (5, 3) sugerindo uma compreensão de conteúdo já conhecido pelo grupo. Destaca-se também 13 (29%) alunos que julgaram o conhecido como novo e 37 (82%) avaliaram ter tido uma compreensão total ou quase total (número 4 na escala).

Gráfico 8 - Novidade e compreensão do item: forças dispersivas de London.

Fonte: autoria própria.

Foram encontrados nove (20%) apontamentos de aspectos obscuros nas respostas, mas dois (4%) muito gerais sem indicativos relacionados as forças dispersivas de London. Outros quatro (9%) estudantes explicitaram dificuldade em entender como ocorre a deformação da nuvem eletrônica ou a sua relação com as

interações intermoleculares. A interpretação da equação matemática e a relação com a distância foi outro ponto sinalizado por três (7%) estudantes.

Em relação as respostas que sintetizaram a compreensão tem-se 27 (60%) que explicaram como ocorre a formação do momento de dipolo instantâneo. Dentre essas, 12 (27%) expuseram as explicações em termos de mudança na posição dos elétrons de uma molécula e por consequência as moléculas próximas também tem a formação de dipolos instantâneos. As outras 15 (33%) respostas explanaram em função do deslocamento da nuvem eletrônica, citando esta terminologia, e algumas (6/ 13%) também mencionaram a influência dos dipolos instantâneos nas moléculas vizinhas. Dois alunos (5%) só citaram a compreensão da formação do momento de dipolo instantâneo, mas não detalharam.

A ideia de que os momentos de dipolos instantâneos de uma molécula influenciam as moléculas vizinhas também foi comentado por outros quatro (9%) estudantes, mas estes não anotaram nada sobre o processo de formação dos dipolos instantâneos. A menor intensidade desta força e por consequência a pequena distância entre as moléculas foi mencionada em três (7%) respostas.

Por fim, oito (18%) respostas apresentaram equívocos conceituais. Dentre esses erros destacam-se cinco (11%) respostas que utilizaram o conceito de polarizabilidade como sinônimo da palavra distorção e não como uma propriedade da molécula (exemplos: “Sobre interação dipolo induzido, se observa que ocorre a polarizabilidade de partes da molécula.” A16) e uma explicação que definiu a polarizabilidade de modo errado (exemplo: “O α é a capacidade de um elétron da molécula passar para um átomo [...]” A53). A formação do momento de dipolo instantâneo também não foi compreendido por dois alunos (5%) (exemplo: “Quando uma molécula apolar desestabiliza o seu dipolo instantâneo induz o dipolo em outra molécula apolar.” A13). Uma resposta foi deixada em branco.

Ainda é válido destacar que em meio as respostas que não apresentaram erros conceituais, apenas em quatro houve referência direta ao conceito de polarizabilidade indicando que as forças dispersivas de London dependem dessa propriedade.

Item II – interações do tipo dipolo – dipolo induzido

As interações dipolo – dipolo induzido também foram apresentadas durante a segunda aula da temática. Inicialmente foi feita uma análise geral do nome da interação, ou seja, são interações entre uma molécula que possui momento de dipolo permanente e outra que terá um momento de dipolo induzido. Essas interações explicam a solubilidade do gás oxigênio em água; a molécula de água induz um dipolo instantâneo na nuvem eletrônica do oxigênio permitindo a solubilização, porém, em uma escala pequena. O mesmo ocorre quando vai ser preparada uma solução aquosa de iodo. Durante as explicações foram usados dois slides (figura 41) que mostram os momentos de dipolo permanente e instantâneo e o processo de deformação da nuvem eletrônica.

Figura 41 - Slides usados para explicar as interações dipolo – dipolo induzido.

SLIDE 1

Interação Dipolo -Dipolo Induzido

Por que moléculas apolares (I_2 e O_2) dissolvem em água?

A molécula de água induz um dipolo na nuvem eletrônica da molécula de O_2 (ou I_2)

SLIDE 2

- Dissolução de I_2 em álcool, CH_3CH_2OH .

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

A montagem com as informações dos slides utilizada no questionário está exposta na figura 42.

Figura 42 - Imagem apresentada no item II – questionário pós-aula II.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Esse conteúdo foi compreendido pela maioria dos estudantes (41 / 91%) segundo os dados assinalados na escala de opinião (ver gráfico 9) e também era novo para o grupo (20 / 44%) ou parcialmente conhecido (10 / 22%). Somente um ponto obscuro foi mencionado e diz respeito a influência do momento de dipolo instantâneo nas moléculas vizinhas; o aluno ficou com dúvida se as observações das forças dispersivas de London também seriam válidas nas interações dipolo – dipolo induzido.

Gráfico 9 - Novidade e compreensão do item II: interações dipolo-dipolo induzido.

Fonte: autoria própria.

No que diz respeito as respostas dissertativas sobre o que foi compreendido notou-se uma certa uniformidade nas explicações, pois 39 (87%) estudantes apresentaram que a molécula de água, ou uma molécula polar que

apresenta momento de dipolo permanente, ao se aproximar da molécula de oxigênio, ou uma molécula apolar, induzirá um momento de dipolo instantâneo na última molécula.

Também foram encontradas cinco (11%) respostas com equívocos conceituais. Em uma resposta a molécula de água foi caracterizada como apolar e por isso o gás oxigênio seria solúvel, sinalizando para o pensamento semelhante dissolve semelhante; em outras duas explicações o modelo de solvatação iônica é estendido as interações dipolo – dipolo induzido, ou seja, as moléculas apolares são solvatadas por moléculas polares (exemplo: “A solvatação de moléculas apolares ocorre por interações dipolo-dipolo induzido, provocadas pela formação de dipolos induzidos nas moléculas de soluto, causada pela interação com moléculas do solvente, que possuem dipolo permanente.” A14). A indução do momento de dipolo também foi explicada de modo incorreto por dois alunos que consideraram a eletronegatividade do átomo de oxigênio presente na molécula de água como responsável pela formação dos momentos de dipolo, entretanto, os átomos de oxigênio da água e do gás oxigênio tem a mesma eletronegatividade (exemplo: “A eletronegatividade do oxigênio da água faz com que as moléculas de O_2 , I_2 criem momento de dipolo.” A4). O que precisa ser verificado é a existência de diferença de eletronegatividade entre os átomos da molécula e a natureza da polaridade da mesma. Uma resposta foi deixada em branco.

Item III – quadro resumo sobre as interações intermoleculares

O questionário pós-aula II também continha um terceiro item referente a um quadro resumo (figura 43). Esse não foi abordado explicitamente em aula, mas integrava a apresentação de power point® disponibilizada previamente e tinha sido selecionado para integrar o questionário. Como todas as informações reunidas já tinham sido discutidas optou-se por continuar considerando este item, porém, 4 (8%) estudantes não responderam justificando que não tinham visto o slide. Deste modo, neste componente participaram 41 alunos.

Figura 43 - Slide com quadro resumo sobre as interações intermoleculares.

TIPOS DE INTERAÇÕES INTERMOLECULARES			
Tipo de interação		Fatores	E aprox. (kJ/mol)
Íon	Dipolo	Carga iônica, momento de dipolo	40-600
Dipolo	Dipolo	Momento de dipolo	5-25
Dipolo	Dipolo induzido	Momento de dipolo polarizabilidade	2-10
Dipolo induzido	Dipolo induzido	Polarizabilidade	0,05-40

As energias de ligações covalentes são de 100-400 kJ/mol e as iônicas de várias centenas de kJ/mol.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Nesta parte do questionário os alunos tiveram que avaliar o quadro exposto na figura 43. Por parte de 33 (80%) estudantes houve compreensão total do quadro resumo como pode ser visto no gráfico 10. Nota-se uma concentração das respostas nos pares (5,2) e (5,4) indicando que o conteúdo não era muito conhecido pelo grupo, embora tivesse sido abordado em duas aulas do curso. Neste momento também foram apontados 8 (19%) aspectos obscuros.

Gráfico 10 - Novidade e compreensão do item III: quadro resumo sobre as interações intermoleculares.

Fonte: autoria própria.

Os aspectos obscuros foram diversos, sendo eles: uma (2%) indicação que a organização da tabela não foi compreendida, dois (5%) apontamentos relacionados a dificuldade em entender os fatores e suas relações com as interações e um (2%) estudante não entendeu porque uma interação do tipo forças de London pode ser mais intensa do que uma interação dipolo – dipolo. E outras quatro (10%) respostas não expuseram dúvidas relacionadas ao quadro.

Ao observarem o quadro resumo o que mais chamou atenção dos estudantes foi a coluna referente aos valores aproximados das energias das interações intermoleculares. Esses dados foram comentados em 28 (68%) respostas desde a uma simples citação indicando que as interações têm forças diferentes até a apresentação de uma ordem de intensidade dos tipos de interação.

Por outro lado, 11 (26%) respostas fizeram uma leitura simplista da tabela e não indicaram a compreensão de nenhuma informação exposta (exemplo: “Diferentes tipos de interação possuem diferentes fatores, como os relacionados na tabela.” A6). Também foi encontrado um equívoco conceitual em uma resposta ao indicar que as interações dipolo – dipolo ocorrem entre uma molécula polar e outra apolar. E uma resposta foi deixada em branco.

6.3 Considerações sobre a análise dos questionários pós-aula I e II

De modo genérico, os estudantes indicaram que os conteúdos já eram conhecidos por eles e também foram compreendidos. Porém, nas duas aulas analisadas destaca-se que em média duas respostas foram deixadas em branco em cada item e também foram encontradas quatro explicações muito gerais que não sintetizavam as ideias apresentadas. Tal fato sugere que um grupo de alunos teve dificuldades em reconhecer as ideias principais de cada item e não conseguiu expressar o conhecimento abordado.

Com base nos dados coletados nos questionários pós-aula foram elaborados os gráficos 11 e 12 que expõem o número de respostas com indicação de aspectos obscuros, com equívocos conceituais ou as respostas deixadas em branco para cada item avaliado. Estavam presentes na primeira e segunda aula, respectivamente, 48 e 45 estudantes.

Gráfico 11 - Primeira aula: número de respostas com aspectos obscuros, equívocos conceituais e deixadas em branco.

Fonte: autoria própria.

Gráfico 12 - Segunda aula: número de respostas com aspectos obscuros, equívocos conceituais e deixadas em branco.

Fonte: autoria própria.

Em média foram citados dez pontos obscuros para cada item, destacando que nos itens: relação com os modelos para o estado gasoso e interações íon-íon foram observados os maiores números de aspectos que não foram compreendidos pelos alunos. Por outro lado, ao avaliarem as interações dipolo–dipolo induzido só foi explicitado um ponto obscuro. Os equívocos conceituais foram encontrados em todos os itens dos questionários, com exceção do momento em que os alunos explicaram

os modelos para o estado gasoso. Para uma análise mais qualitativa dos pontos obscuros e dos equívocos conceituais foi construído um quadro síntese (quadro 9) com as ideias expressas nas explicações dos alunos nas duas primeiras aulas do tema.

Quadro 9 - Síntese das características das explicações dos alunos encontradas nos questionários pós-aula.

DÚVIDAS / PONTOS OBSCUROS		AULA 1	AULA 2
		Número de alunos de um total 48	Número de alunos de um total 45
A	Dificuldade em identificar as interações intermoleculares.	2 (4%)	
B	Em que extensão a massa molar/ molecular interfere nas mudanças de estado físico.	7 (15%)	
C	Interpretação das equações matemáticas.	29 (60%)	3 (7%)
D	Interpretação da tabela.		1 (2%)
E	Interpretação do gráfico e variação das temperaturas de ebulição.	9 (19%)	
F	Qual a relação existente entre o arranjo cristalino e as interações intermoleculares ao abordar as interações íon-íon.	3 (6%)	
G	Causas das diferenças dos pontos de fusão em compostos iônicos. (Interação: íon-íon)	5 (10%)	
H	Significado de 4KJ/mol. (Interação: dipolo – dipolo)	2 (4%)	
I	Relação entre a estrutura, os pares de elétrons livres e as ligações de hidrogênio.	2 (4%)	
J	A ligação de hidrogênio é causada exclusivamente pela diferença de eletronegatividade entre os átomos.	1 (2%)	
K	Como ocorre o processo de deformação da nuvem eletrônica.		4 (9%)
L	Como os momentos de dipolo induzido influenciam as moléculas vizinhas		1 (2%)
EQUÍVOCOS			
M	Interações intermoleculares confundidas com ligação química.	1 (2%)	
N	Ligação iônica é sólida.	1 (2%)	
O	Arranjo cristalino considerado como uma molécula.	2 (4%)	
P	Definição equivocada de momento de dipolo	2 (4%)	
Q	Propriedade eletronegatividade associada às moléculas.	3 (6%)	
R	Solubilidade ocorre devido a eletronegatividade de um átomo específico que pode induzir a formação de um momento de dipolo (exemplo água e gás oxigênio). Não compreendeu a definição de eletronegatividade.		2 (4%)
S	Uso incorreto do conceito de polarizabilidade nas explicações. Não foi entendido como uma propriedade da molécula.		6 (13%)
T	Incoerências no modelo de formação do momento de dipolo instantâneo.		2 (4%)
U	Determina incorretamente a polaridade de moléculas.		1 (2%)
V	Apropriação do modelo de solvatação iônica para interpretar a interação dipolo – dipolo induzido (exemplo água e gás oxigênio).		2 (4%)

Fonte: autoria própria

Ao observar o quadro 9 percebe-se que foram citadas 12 dúvidas distintas para os itens avaliados logo após as aulas e encontrados 10 equívocos conceituais nas explicações. A maioria das características das explicações não foram apresentadas por vários estudantes o que não levou a valores altos de porcentagem. Entretanto, essas características podem indicar alguns cuidados que devem ser tomados ao preparar aulas ou materiais para o tema interações intermoleculares.

Nota-se ao observar os gráficos e o quadro resumo que os aspectos obscuros foram indicados em maior número nos itens que apresentaram equações matemáticas. Na primeira aula, as dúvidas eram relativas a equação de van der Waals, a equação da Lei de Coulomb e a equação da energia potencial da interação dipolo – dipolo. E na segunda aula referente a equação da energia potencial das forças dispersivas de London. Foram 30 (63%) estudantes diferentes que apresentaram dificuldades em interpretar as equações matemáticas e relacioná-las as interações intermoleculares.

A abordagem das equações matemáticas deve ser feita com maior cautela durante as aulas e também nos livros didáticos. Com relação a equação de van der Waals, essa foi apresentada nos livros de Kotz, Treichel e Weaver (2010) e também em Atkins e Jones (2012); os parâmetros a e b foram citados e alguns valores foram expostos. Realça-se que na última obra a equação também foi aplicada através do cálculo da pressão de um gás qualquer, e o mesmo foi feito usando a equação dos gases ideais para comparação permitindo que o estudante perceba as diferenças. Durante o curso de química geral I a equação de van der Waals não foi discutida e o significado dos parâmetros a e b não foi mencionado o que dificultou a compreensão por parte dos alunos.

Com relação a equação da Lei de Coulomb, a equação da energia potencial da interação dipolo – dipolo e das forças dispersivas de London houve dificuldade em interpretá-las e entender a relação entre força e distância. Alguns estudantes não entenderam qual distância considerar e também não tinham noção espacial dessa grandeza. Na obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010) as equações de energia potencial para os diferentes tipos de interação intermolecular não foram abordadas, por outro lado, em Atkins e Jones (2012) todas as equações foram apresentadas. Durante as aulas do curso de química geral I as equações das energias potenciais foram mencionadas e a dependência com a distância era sempre citada, mas não houve um detalhamento das variáveis presentes. Chamou atenção que nos slides

usados em sala a equação da energia potencial da interação dipolo – dipolo estava incompleta e só representava a dependência com a distância. Por outro lado, as equações da energia potencial das interações íon-íon e das forças de London expunham a dependência, respectivamente, das cargas dos íons e das polarizabilidades das moléculas envolvidas além da distância. A distância também foi representada por duas letras diferentes (d e r) nas equações o que pode dificultar a associação de que ambas se referem a mesma variável.

No item que avaliava a compreensão do gráfico com a variação das temperaturas de ebulição tem-se também um número alto de indicações de aspectos obscuros (9 / 19%). Alguns estudantes não conseguiram interpretar o gráfico e o que ocasionaria a variação das temperaturas de ebulição, sugerindo que não compreenderam as implicações das ligações de hidrogênio nos compostos em discussão. Gráficos e abordagens semelhantes podem ser observados nos livros didáticos sugeridos no curso.

A dificuldade em interpretar gráficos e equações já foi referida no estudo de Pozo e Crespo (2009) ao investigarem alunos da educação básica, mas esse entrave ainda persiste no ensino superior como constatado nos dados apresentados nesse trabalho. Os estudantes precisam aprender a usar as representações gráficas – gráficos, tabelas e equações – para explicar diferentes fenômenos tendo em vista que esse recurso é amplamente utilizado nos livros didáticos e nas aulas por permitirem sintetizar uma série de informações através de imagens, além de serem uma ferramenta muito útil no desenvolvimento do conhecimento científico. Nesse contexto, destaca-se a necessidade dos materiais didáticos e abordagens em sala integrarem de modo mais efetivo as representações gráficas com as explicações, por escrito ou orais. Muitas vezes as representações gráficas são simplesmente apresentadas e não é feita nenhuma ação para auxiliar os alunos a compreenderem o seu significado.

As representações gráficas estão conexas as relações quantitativas da química e constituem uma parte importante dos conteúdos a serem compreendidos (POZO; CRESPO, 2009). De modo geral os estudantes vão manipular dados numéricos fazendo cálculos matemáticos, interpretando e aplicando equações e comparando dados. Se as dificuldades dos estudantes não forem levantadas e trabalhadas, os obstáculos com as ferramentas da matemática vão se juntar aos obstáculos do conhecimento químico e os estudantes buscarão regras simplificadoras

para a interpretação e a análise das informações, sem embasamento conceitual (POZO; CRESPO, 2009).

Ainda observando o quadro 9 nota-se que alguns estudantes usaram os conceitos de momento de dipolo, polaridade, eletronegatividade e polarizabilidade em suas sínteses, porém com erros conceituais. A grande maioria dos estudantes não usou esses conceitos, sinalizando para uma possível dificuldade em compreender a estrutura da molécula e suas propriedades. Corroborando com o que foi mencionado, no item referente ao quadro resumo (item III – questionário pós-aula II), os estudantes também não citaram nas explicações as propriedades e fatores relacionados aos diferentes tipos de interação sintetizados na tabela.

CAPÍTULO 7

ANÁLISE DOS QUESTIONÁRIOS PÓS-INSTRUÇÃO E PROVA

Para investigar as concepções e dificuldades dos estudantes que cursaram a disciplina de Química Geral I foram aplicados dois questionários em momentos distintos: questionário pós-instrução (teste 1) e avaliação (teste 2). As análises de conteúdo indicando as compreensões explicitadas serão expostas de acordo com os contextos: noções gerais, mudanças de estado físico, solubilidade e representações através de desenhos.

7.1 Noções gerais sobre as interações intermoleculares: questão 1.

A questão 1 solicitava o julgamento de três afirmativas e as respectivas explicações, como pode ser verificado no quadro 10. Era uma questão com enfoque geral onde era necessário: a) reconhecer o caráter universal das interações de London, ou seja, a ação deste tipo de interação entre todas as moléculas independentemente de sua polaridade; b) reconhecer as diferenças entre interações intermoleculares e intramoleculares e julgar as suas intensidades a fim de perceber que as ligações químicas são mais fortes; e c) ter a noção que diferentes tipos de interações intermoleculares podem agir em um mesmo sistema, todavia, isso pode ocorrer com diferentes magnitudes.

Quadro 10 - Questão 1 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral I- teste 1.

Sobre as moléculas de H_2 , HCl e NH_3 quais alternativas podem ser consideradas corretas? Explique.

- a) Somente há interações dispersivas de London entre moléculas de H_2 .
- b) As interações intermoleculares das moléculas de H_2 , HCl e NH_3 são mais fortes do que as interações intramoleculares.
- c) Moléculas de HCl e NH_3 tem interações dispersivas de London juntamente com interações dipolo-dipolo.

Fonte: autoria própria

As respostas dos estudantes foram lidas e categorizadas seguindo os três itens solicitados na questão. Inicialmente foi verificado a universalidade das interações de London e as categorias que emergiram dos dados estão apresentadas no quadro 11.

Quadro 11 - Categorias relacionadas a universalidade das interações dispersivas de London – item (a).

Categorias	N° de alunos
Reconhecem que as interações dispersivas de London são universais.	08 (18%)
Não reconhecem que as interações dispersivas de London são universais.	29 (64%)
Em branco	08 (18%)

Fonte: autoria própria

Ao observar o quadro 11, nota-se que somente oito estudantes mencionaram a existência de interações dispersivas de London em todos os sistemas corroborando com as ideias aceitas cientificamente, como pode ser visto nas respostas abaixo. Destaca-se na explicação do aluno A24 a menção as interações dispersivas serem menos relevantes em alguns casos podendo indicar que várias interações intermoleculares atuam em um mesmo sistema porém com intensidades diferentes.

Falso. Todas as moléculas possuem interações dispersivas, porém menos relevantes no caso de HCl e do NH₃. (A24)
 Todas as moléculas apresentam interações dispersivas de London. (A52)
 Todas as moléculas apresentam interações dispersivas de London, o que contradiz a alternativa A. (A56)

É válido ressaltar que durante as aulas sobre a temática não houve abordagem para este nível de compreensão. Em momento algum foi explicitado que um sistema formado por moléculas idênticas pode apresentar diferentes tipos de interações intermoleculares. Fato que vai ao encontro do que foi observado nos livros didáticos analisados. Não há ênfase em mencionar a existência de diferentes tipos de interação, quando isso é feito ocorre de maneira muito superficial e sem destaque.

Percebe-se que os estudantes em sua maioria não reconheceram o caráter universal das interações dispersivas de London; na concepção desses 29 estudantes esse tipo de interação só fica atrelado ao sistema formado por moléculas de H₂. Dentre essas respostas, 17 indicaram que as interações dispersivas de London só ocorrem em sistemas formados por moléculas apolares, ou seja, sistemas em que obrigatoriamente incidem a formação de momentos de dipolo induzidos. As respostas dos estudantes A6 e A14 expostas a seguir podem ser consideradas exemplos representativos nesse grupo.

Apenas a molécula H_2 é apolar, possuindo a interação dispersiva de London (dipolo induzido – dipolo induzido). (A6)
 Alternativa correta. A molécula de H_2 é apolar, enquanto que HCl e NH_3 são polares. (A14)

Outros quatro estudantes simplesmente indicaram que o item estava correto, mas não justificaram. Em duas respostas os estudantes foram classificando os tipos de interação em cada sistema e por eliminação apontaram que as interações dispersivas de London só estão presentes no sistema formado por H_2 .

H_2 não possui dipolos permanentes, não forma ligações de hidrogênio e também não é iônico. Portanto, restam somente as interações de London. (A4)
 Enquanto na molécula de HCl há interação dipolo-dipolo, a molécula de NH_3 apresenta ligação de hidrogênio. (A35)

Alguns estudantes, além de não reconhecerem o caráter universal das forças de London, também apresentaram outros equívocos. Verificou-se uma confusão relacionada à nomenclatura das interações dispersivas de London em três respostas; os estudantes A2, A11 e A29 citaram que o item (a) está incorreto porque as moléculas de H_2 possuem outro tipo de interação, mas nas justificativas se referiram as interações dispersivas de London.

Existem forças de atração entre as moléculas de H_2 entre dipolo-induzido – dipolo – induzido. (A2)
 As moléculas de H_2 podem sofrer indução de dipolo. (A11)
 A molécula apolar de H_2 (não tem polos) não possui diferença de eletronegatividade entre os átomos, logo possui interações dipolo – dipolo induzido. (A29)

Os estudantes estão falando das interações dispersivas de London usando outras expressões, porém, não conseguiram reconhecer que se trata da mesma interação descrita na afirmativa. Essa confusão pode ter origem nas diversas maneiras de designar o mesmo tipo de interação: forças de London, interações de London, interações dispersivas de London e dipolo induzido – dipolo induzido. Destaca-se ainda a resposta do estudante A29 que reconhece interações do tipo dipolo – dipolo induzido, que corretamente seriam interações envolvendo moléculas com momento de dipolo permanente, induzindo momentos de dipolo em outras moléculas. Acredita-se que o erro não tenha sido na identificação do tipo de interação, mas na nomenclatura. Afinal ao se referir a interações que envolvem momentos de

dipolo permanente muitas vezes usa-se apenas o termo momento de dipolo; isso pode gerar um conflito no pensamento dos alunos permitindo o uso do termo dipolo ou momento de dipolo para se referir também a um dipolo induzido ou momento de dipolo induzido quando este é o foco principal.

Com uma justificativa distinta o aluno A16 não reconheceu a existência de interações entre as moléculas de gás hidrogênio (H_2) porque é necessário um ente externo para provocar a distorção da nuvem eletrônica. Essa ideia de que algo externo vai impulsionar ou iniciar o processo foi constatada para outros temas do ensino de ciências sendo uma ideia comum em estudantes. Porém, não havia sido encontrada para o tema interações intermoleculares.

Não há uma interação entre moléculas de H_2 , pois as nuvens eletrônicas estão igualmente “divididas” e não há uma força externa que provoque distorção da nuvem. (A16)

Por fim, o aluno A37 explicitou que a molécula de H_2 é polar e o aluno A25 confundiu interação intermolecular com ligação química atribuindo o mesmo nome para os diferentes tipos de interação.

Sim, pois se trata de um composto polar. (A37)
H-H, ligação ‘fraca’ entre o mesmo elemento (sem diferença de eletronegatividade) é chamada de interação de London, entre suas moléculas ocorre a mesma interação. (A25)

Embora essa última resposta tenha sido encontrada no item (a) vem ao encontro do item (b), no qual era esperado que os alunos tivessem clareza nas diferenças das interações intermoleculares e intramoleculares. Nas respostas ao item (b) tem-se 21 estudantes afirmando que as interações intramoleculares são mais fortes, entretanto, quatro alunos apresentaram a concepção alternativa de que as intermoleculares são mais fortes e 20 deixaram o item em branco. Os alunos que deixaram suas respostas em branco, provavelmente consideraram esse item incorreto, ou seja, as ligações químicas são mais fortes do que as interações intermoleculares, devido à solicitação do enunciado; os alunos tinham que indicar o que estava correto e explicar.

As quatro respostas que apontaram as interações intermoleculares como mais fortes chamaram atenção porque além de não distinguirem corretamente os dois tipos de interação, indicaram que a afirmativa está incorreta porque somente as

moléculas de NH_3 tem interações intramoleculares mais fortes, porque são do tipo ligação de hidrogênio, como pode ser visto nos fragmentos elaborados pelos alunos A5, A20 e A38. O aluno A31 também identificou o tipo de interação predominante de modo incorreto.

Não. Apenas H_2 e HCl . (A5)

No H_2 e HCl as intermoleculares são mais fortes, porém no NH_3 as intra são mais, pois as moléculas de NH_3 interagem entre si por ligações de hidrogênio. (A20)

Não pode ser considerada correta, pois as ligações intramoleculares do NH_3 são extremamente fortes. (A38)

As interações intermoleculares de H_2 (dipolo induzido), HCl (ligação de hidrogênio) e NH_3 (dipolo-dipolo) são mais fortes do que as interações intramoleculares delas. (A31)

No item (c) os estudantes deveriam ultrapassar o algoritmo puramente classificatório dos tipos de interação, mas reconhecer que em um sistema podem ser verificados vários tipos de interação. Porém dos 45 estudantes que responderam o questionário apenas 13 explicitaram a presença de distintas interações entre as moléculas de HCl e NH_3 como pode ser visto no quadro 12.

Quadro 12 - Categorias relacionadas as diferentes interações intermoleculares que atuam em um mesmo sistema – item (c)

Categorias	Nº de alunos
Não reconhecem que as interações dispersivas de London são universais e que as moléculas podem interagir através de diferentes tipos de interação.	16 (36%)
Reconhecem que as interações dispersivas de London são universais e que as moléculas podem interagir através de diferentes tipos de interação.	13 (29%)
Equívocos	5 (11%)
Em branco	11(24%)

Fonte: autoria própria

Dentre as 13 respostas dos estudantes que concordam com a ação de diferentes interações pode-se citar as dos alunos A17 e A29 que fazem uma referência a ação de interações dispersivas de London com menor intensidade do que as interações dipolo-dipolo, reconhecendo a ocorrência predominante de um tipo de interação em detrimento a outras. Por outro lado, destacam-se também as respostas dos alunos A8 e A47 que concordam com o item (c), porém não percebem que as

ligações de hidrogênio são um grupo de interações dipolo-dipolo. Outros três alunos só indicaram que o item está correto, mas não justificaram.

As moléculas de HCl e NH_3 são polares e, portanto, interagem entre si através de interações dipolo-dipolo. Mas essas interações não excluem a existência de interações mais fracas, as interações dispersivas de London. Além disso, há a interação entre moléculas de NH_3 por ligações de hidrogênio. (A17)

Embora tenham interações dipolo-dipolo, todas as moléculas possuem uma quantidade de interações dispersivas de London. (A29)

Está correta, pois todas as moléculas tem interações dispersivas. Além disso, NH_3 também tem ligações de hidrogênio. (A8)

Correta. NH_3 faz também ponte de hidrogênio. (A47)

A maioria dos alunos (16) não reconheceu a ação de mais de um tipo de interação em um sistema afirmando que entre as moléculas de HCl são observadas exclusivamente interações dipolo-dipolo e entre moléculas de NH_3 tem-se ligações de hidrogênio. Sobressai também o número de alunos que não opinaram neste item, ou seja, 11 respostas em branco provavelmente devido a dúvidas conceituais. Considerando o enunciado da questão, que solicitava a identificação dos itens corretos, e fazendo a mesma relação feita no item (b) pode-se inferir que estes estudantes consideraram o item incorreto contradizendo a ideia de que as moléculas podem interagir através de diferentes tipos de interação e as forças de London são universais.

Falso. HCl e NH_3 possuem momento de dipolo, o que impossibilita interações de London. (A22)

Na C temos moléculas polares, logo, teremos interações dipolo-dipolo e não do tipo forças dispersivas. (A42)

Ainda observando o quadro 12 tem-se cinco respostas na categoria equívocos por apresentarem ideias distintas das aceitas pela comunidade científica, como pode ser visto a seguir.

Sim, pois ambas possuem polos, e polos iguais se repelem. (A2)

Há repulsão entre os hidrogênios em NH_3 , mas também há interação dipolo-dipolo entre H e N e H e Cl. (A13)

A alternativa C está correta pois as moléculas de HCl e NH_3 só possuem inicialmente polos quando seus átomos são unidos e automaticamente já possuem interações DI-DI. (A27)

A alternativa C está correta e se explica com base na diferença de eletronegatividade dos átomos que as compõem. (A28)
Interações dipolo-dipolo podem ser vistas como interações de dipolo induzido permanentemente. (A54)

Nessas respostas nota-se confusões relacionadas a nomenclatura das interações intermoleculares (A2, A13, A54), indiferenciação entre interações intramoleculares e intermoleculares (A13, A27) e uso da eletronegatividade para explicar (A28).

QUADRO SÍNTESE – noções gerais sobre as interações intermoleculares

As características mais recorrentes nas explicações à questão 1 foram sintetizadas no quadro 13; na coluna referente ao número de alunos foram contabilizados estudantes diferentes que apresentaram determinada característica. Destaca-se o elevado número de estudantes que não reconheceram que as moléculas podem interagir através de diferentes tipos de interações intermoleculares e a universalidade das forças dispersivas de London.

Devido ao alto índice de respostas em branco nos itens da questão 1, não são observadas porcentagens muito altas para as distintas características apresentadas. Os valores apresentados no quadro, embora baixos, não remetem a uma compreensão adequada por parte dos estudantes, afinal muitos não explicitaram suas ideias e não foi possível verificar as características presentes em suas respostas. As características apresentadas foram incorporadas e discutidas com um maior detalhamento no quadro resumo que engloba todas as questões analisadas.

Quadro 13 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes envolvendo aspectos gerais das interações intermoleculares.

DIMENSÕES	Características mais recorrentes nas explicações (Questão 1)	Número de alunos de um total 45.
Aspectos gerais sobre as interações intermoleculares	Falta de compreensão de que as forças dispersivas de London são universais.	23 (51%)
	Indiferenciação entre interações intra e intermoleculares.	8 (18%)
	Não reconhece que uma molécula pode apresentar diferentes tipos de interações; cada molécula é capaz de fazer um único tipo de interação.	23 (51%)
	Dificuldade em reconhecer que vários nomes designam a mesma interação.	4 (9%)
	Necessidade de 'força externa' para induzir dipolos.	1 (2%)
	Determinação incorreta da polaridade das moléculas.	1 (2%)
	Interações intermoleculares podem ser mais fortes do que as ligações químicas (principalmente a ligação de hidrogênio).	4 (2%)

Fonte: autoria própria

7.2 Mudanças de estado físico – questões 2, 3 e 4.

Nas questões 2, 3 e 4 os estudantes tiveram que avaliar os valores das temperaturas de ebulição e relacionar com as interações intermoleculares. Desse modo, era necessário identificar os tipos de interações que agem nos diferentes sistemas e verificar qual interação está influenciando e como está influenciando o valor da temperatura de ebulição.

Essa propriedade física foi contemplada no questionário pós-instrução (Teste 1) porque é amplamente discutida nos cursos que envolvem as interações intermoleculares e vários exemplos dos materiais didáticos usados na disciplina de química geral I estão relacionados as mudanças de estado físico. Inclusive durante as aulas de química geral I essa propriedade física também foi empregada em algumas explicações e exemplificações.

QUESTÃO 2

A questão 2 apresentada no quadro 14 requeria que os estudantes julgassem as diferenças nos estados físicos de F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 considerando que são moléculas formadas exclusivamente por elementos químicos da família 7A. Para a interpretação era necessário determinar o tipo de interação que prevalece entre essas moléculas e o principal fator que influencia essa interação. Especificamente, entre essas moléculas dominam as interações dispersivas de London que tem como fator determinante a propriedade molecular polarizabilidade.

Quadro 14 - Questão 2 aplicada aos estudantes da disciplina Química Geral I.

Como pode ser visto na tabela abaixo, os pontos de fusão e ebulição para F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , moléculas compostas de elementos da Família 7A, são diferentes uns dos outros: F_2 e Cl_2 são gasosos, Br_2 é líquido, e I_2 é sólido à temperatura ambiente. Como essas diferenças podem ser explicadas?

Tabela. Pontos de fusão e ebulição de diferentes substâncias.

Substância	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Ponto de fusão ($^{\circ}C$)	-220	-101	-7	114
Ponto de Ebulição ($^{\circ}C$)	-188	-29	59	184

Fonte: autoria própria.

Recorrendo aos livros didáticos analisados observou-se uma discussão sobre as diferenças desses pontos de ebulição na obra *Princípios de Química* (ATKINS; JONES, 2012). Segundo os autores essa variação ocorre porque o “número de elétrons das moléculas cresce, logo as polarizabilidades⁸ e, em consequência, as interações de London aumentam quando se desce no grupo” (p. 176) na tabela periódica. Deste modo, os halogênios menores são gases (F_2 e Cl_2) e, os maiores, um líquido (Br_2) e um sólido (I_2) na temperatura ambiente.

Esta série formada por halogênios também foi tomada como exemplo no final da primeira aula sobre interações intermoleculares da disciplina de química geral

⁸ O termo polarizabilidade só foi usado na explicação da 5ª edição da obra. Nas edições anteriores os autores só se referiram à variação do número de elétrons das moléculas.

I. Após a apresentação das forças de London, o docente questionou os alunos sobre as diferenças observadas nos estados físicos e a relação com a polarizabilidade como pode ser verificado no trecho a seguir:

Professor: Vamos pegar esta série e a gente vai entender o que é **polarizabilidade**. A temperatura ambiente, flúor e cloro são gases, bromo é líquido e o iodo é um sólido, tá certo. Então é o seguinte gente, pra encerrar. Se iodo e todos estes gases dos halogênios são o que? São moléculas apolares, certo, ok. É todos eles são diatômicos, certo. Se iodo é sólido significa que as forças de interação entre as moléculas de iodo é mais forte a 25°C do que é no caso de bromo, de cloro e de flúor, certo. Porque que iodo, a detalhe, iodo é ah esquece. Esquece, esquece. Então porque que o iodo é um sólido? Porque ele tem forças intermoleculares mais fortes, não é isso, ok. Ou seja eu preciso de uma temperatura maior do que 25°C pra conseguir mudar o estado físico do iodo sólido. Porque que a polarizabilidade do iodo é maior do que a do bromo? E é maior do cloro? Então a história é a seguinte, a polarizabilidade não é a facilidade de deformação da nuvem eletrônica? A nuvem eletrônica do iodo, não se encontra mais afastada dos núcleos de iodo na ligação covalente porque o iodo é maior?

Alunos: Sim

Professor: Então em outras palavras quais são os elétrons de valência do iodo que formam a ligação covalente? Vai ser o que? Cinco p, seis p. Quanto é? Pera ai, vamos pensar flúor é dois p, cloro é três p, quatro p, cinco p, certo. Então os elétrons de valência p que formam ligações covalentes do iodo são cinco p, não é. No bromo é quatro p. O que acontece com a nuvem eletrônica a medida que o número quântico principal aumenta? Ela não é mais expandida. Então o que é mais fácil você polarizar? Uma nuvem eletrônica que está mais longe dos núcleos ou mais perto dos núcleos? Mais longe, né. Então o iodo tem uma nuvem eletrônica mais flexível, não é. Quando uma molécula de iodo vizinha cria um dipolo- induzido, este dipolo- induzido tem uma ação mais forte na outra nuvem eletrônica, tá certo. Eu acredito também que as probabilidades de distribuição radial pra molécula de iodo devam ser diferentes, tá certo, ok. Tudo bem, tá certo. (Fala do professor - transcrição da aula)

Embora seja um exemplo recorrente no sentido de ser encontrado e discutido em diferentes momentos, quatro alunos não responderam e vários explicaram equivocadamente contradizendo as ideias mencionadas anteriormente como pode ser observado no quadro 15.

Quadro 15 - Categorias relacionadas as explicações para as diferenças dos estados físicos de F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 a temperatura ambiente.

Categorias	N° de alunos
Os valores das temperaturas de ebulição são justificados pela variação do volume molecular ou tamanho da nuvem eletrônica.	15 (33%)
Os valores das temperaturas de ebulição são justificados pelo tamanho do átomo ou da molécula.	08 (18%)
Os valores das temperaturas de ebulição são justificados pela variação da massa molecular.	08 (18%)
Confusão entre interações intermoleculares e intramoleculares.	07 (16%)
As moléculas de F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 interagem através de interações dipolo-dipolo.	02 (4%)
Não relaciona adequadamente a intensidade da interação com o estado físico.	01 (2%)
Em branco	04 (9%)

Fonte: autoria própria.

Observando o quadro 15 nota-se que 15 explicações mencionaram variações do volume molecular ou tamanho da nuvem eletrônica como esperado para esta questão. O conceito de polarizabilidade foi usado explicitamente em apenas seis respostas como pode ser visto nos trechos transcritos dos alunos A11 e A29.

Todas essas moléculas são apolares, então não há uma força intermolecular de natureza elétrica forte o suficiente para mantê-las juntas, como o caso da dipolo-dipolo. No entanto, a medida que aumenta o número atômico, o raio e volume atômico também aumentam, aumentando a polarizabilidade da molécula de formar dipolos não permanentes que duram pouquíssimos segundos. A seguir está representado a ordem crescente do volume molecular: $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$. (A11)

Todas essas moléculas são apolares e tem como força intermolecular as forças dispersivas de London, porém com intensidades diferentes devido ao fato do tamanho do átomo interferir na densidade de carga das moléculas o que faz com que embora sejam apolares e da mesma família, sejam gases, líquido e um sólido. No caso, com o aumento do número atômico, aumenta-se o raio do átomo e sua polarizabilidade (facilidade de deformação da nuvem) fazendo o I_2 ser um sólido e o Br_2 ser um líquido e assim terem PF e PE maiores. (A29)

A noção de deformação da nuvem eletrônica se fez presente nas outras nove explicações, mas nessas não houve referência direta ao conceito de polarizabilidade como expresso nas respostas dos estudantes A2, A19 e A57⁹.

⁹ O aluno A57 utiliza o termo nuvem eletrônica pode ser ionizada ao invés de nuvem eletrônica pode ser deformada. Embora o termo seja incorreto, sua explicação é coerente. O aluno está tentando estabelecer relações entre conceitos.

Se devem pelo diferente tamanho das nuvens eletrônicas das moléculas, que pode trazer uma interação dipolo induzido dipolo induzido maior, aumentando os pontos de fusão e ebulição. (A2)

Como a nuvem eletrônica dos átomos Br_2 e I_2 são maiores elas são mais facilmente deformadas gerando momentos de dipolo maiores. (A19)

Podem ser explicadas pela interação intermolecular que acontece entre eles. Quanto maior o átomo, mais facilmente a sua nuvem eletrônica pode ser ionizada. Assim, apesar de terem a mesma carga nuclear efetiva, o iodo é mais facilmente polarizado do que o bromo e assim sucessivamente (ordem decrescente de tamanho). Por ser mais facilmente polarizada as interações intermoleculares entre as moléculas de I_2 são maiores do que entre as moléculas de Br_2 , que são maiores do que a de Cl_2 que são maiores do que F_2 . Por isso é necessário mais energia para “soltar” as moléculas de I_2 do que Cl_2 . (A57)

Nas justificativas em que, o tamanho do átomo ou da molécula explicam as diferenças nas temperaturas de ebulição, foram encontradas oito respostas muito amplas que não deixaram claro a existência de alguma relação entre tamanho da molécula ou átomo com o tamanho da nuvem eletrônica ou volume molecular.

As diferenças entre ponto de fusão e ponto de ebulição podem ser explicadas pelo tamanho dos átomos, já que, quanto maior o átomo, maiores são seus pontos de fusão e ebulição. (A12)

Essas diferenças são devidas a diferença de tamanho entre as moléculas. Quanto menor o tamanho da molécula mais forte é a ligação. (A13)

As explicações que consideraram o tamanho do átomo ou da molécula podem estar mais próximos a uma ideia de variação das massas moleculares, pois um número reduzido de estudantes ao longo das explicações apresentou uma noção formalizada da propriedade molecular polarizabilidade e soube aplicar esse conceito. Um número expressivo de alunos (8) justifica a variação da temperatura de ebulição pela ordem dos valores das massas moleculares como exemplificado nas respostas dos estudantes A22, A31 e A37. É recorrente a ideia de que uma molécula pesada terá maior dificuldade para mudar de estado físico, ou seja, se a molécula é pesada ela continua no estado sólido e quanto mais leve mais fácil de ser encontrada no estado gasoso. Nota-se também uma confusão no uso dos termos massa molecular, massa molar e massa atômica.

As diferenças de estado físico entre as moléculas compostas por elementos da mesma família pode ser explicada pela massa molecular dos compostos. Cl_2 e F_2 , por possuírem as menores massas moleculares apresentam-se na forma gasosa a temperatura ambiente. Br_2 , por sua vez, é um líquido, pois já possui maior massa molecular. I_2 , o mais pesado, apresenta-se como um sólido. (A22)

A diferença no ponto de fusão e ebulição destas moléculas pode ser explicado através da maior massa molar do iodo em relação ao flúor. (A31)

Essas diferenças podem ser explicadas devido a uma propriedade da matéria, como não há diferenças no tipo de ligação nos compostos apresentados, pode-se dizer que quanto maior a massa atômica de um composto, maior será sua temperatura de fusão/ebulição. (A37)

Vale dizer que as massas moleculares se relacionam com os pontos de fusão e ebulição, mas as explicações devem envolver o reconhecimento das interações intermoleculares e das propriedades moleculares relacionadas às mesmas.

Verifica-se ainda que sete estudantes expuseram explicações envolvendo o conceito de ligações químicas. Algumas respostas consideraram que as ligações químicas são rompidas durante as mudanças de estado físico como nos trechos dos alunos A1 e A27.

Tomando-se a questão dos raios atômicos, pode-se dizer que uma interação entre dois átomos de flúor requer menor energia do que na ligação de dois átomos de iodo pois, como o raio atômico do flúor é menor, tende a requerer menos energia de ligação, logo, menos energia para sua cisão, visto nas temperaturas tabeladas. (A1)

As diferenças entre as temperaturas de fusão e ebulição das moléculas é devido as forças intermoleculares. Quanto maior for a interação entre os átomos de uma molécula, maior será sua temperatura de fusão e ebulição. (A27)

Outros estudantes justificaram os valores das temperaturas de ebulição em função da intensidade das ligações químicas, como elucidado na resposta do estudante A33, se a ligação entre os átomos é mais forte, esses estão mais unidos, deste modo suas moléculas vão ficar mais afastadas apresentando interações intermoleculares mais fracas. Ou os estudantes, como A16, não apresentam uma diferenciação entre ligações químicas e interações intermoleculares.

A diferença é devido a força da ligação intermolecular. O F_2 como tem eletronegatividade maior, tem seus átomos mais unidos, diminuindo a

força da interação entre as moléculas de F_2 , tendo ponto de ebulição e fusão mais baixo. Com o I_2 ocorre o contrário, o I tem uma baixa eletronegatividade, de forma que os átomos na molécula de I_2 estão mais separadas, permitindo maior interação entre as moléculas de I_2 , assim, o ponto de ebulição e fusão aumentam. (A33)

Tais diferenças podem ser explicadas a partir das interações intermoleculares existente entre as moléculas e átomos de cada espécie. (A16)

Por fim, dois alunos mencionaram que a série de halogênios sofrem interações dipolo – dipolo e um aluno não relacionou adequadamente a intensidade das interações com o estado físico indicando que as forças intermoleculares de F_2 são maiores e as de I_2 são menores, contrapondo os valores observados para as temperaturas de ebulição.

QUESTÃO 3

A questão 3 exposta no quadro 16 solicitava dos alunos uma justificativa para a variação dos pontos de ebulição dos haletos de hidrogênio: HCl, HBr e HI, observando dados de eletronegatividade e momento de dipolo. Não se trata de uma questão meramente classificatória, pois os dados apresentados entram em conflito com o tipo de interação dominante mais provável para os compostos que seria dipolo-dipolo por possuírem momento de dipolo permanente. Todavia, o que se observa é a predominância de interações dispersivas de London.

Quadro 16 - Questão 3 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral.

Os pontos de ebulição do HCl e de HBr são $-85^\circ C$ e $-67^\circ C$, respectivamente, enquanto que o do HI é $-35^\circ C$. Assim, os pontos de ebulição dos haletos de hidrogênio aumentam a partir de HCl a HI. Como você pode explicar essa variação usando os dados sistematizados na tabela abaixo?

Substância	Eletronegatividade do halogênio	Momento de dipolo (D)	Ponto de ebulição ($^\circ C$)
HCl	3,2	1,07	-85
HBr	3,0	0,79	-67
HI	2,7	0,38	-35

Obs. A eletronegatividade do H é 2,2

Fonte: autoria própria.

Uma questão semelhante foi proposta por Atkins e Jones (2012) ao discutirem forças de London. As tendências dos pontos de ebulição foram explicadas considerando que

as diferenças de eletronegatividade diminuem de HCl para HI; logo, os momentos de dipolo diminuem e, em consequência, as forças dipolo-dipolo também diminuem, uma tendência que sugere que os pontos de ebulição deveriam diminuir de HCl para HI. Como essa previsão entra em conflito com os dados, é preciso examinar o que acontece com as interações de London. O número de elétrons da molécula aumenta de HCl para HI; logo, as interações de London também crescem. Portanto, os pontos de ebulição deveriam crescer de HCl para HI, o que está de acordo com os dados experimentais. Essa análise sugere que as interações de London predominam sobre as interações dipolo-dipolo no caso dessas moléculas. (ATKINS; JONES, 2012, p.177)

Nesse momento os estudantes tinham que perceber que a interação entre um par de moléculas ou um conjunto das mesmas pode ser considerada a soma de diferentes tipos de interação, ou seja, vários tipos de interação intermolecular estão presentes no mesmo sistema; e dependendo do sistema o papel ou a predominância de cada tipo de interação pode ser diferente. Desse modo, para resolver a questão era necessário: a) fazer um julgamento da tabela e a partir dessa reflexão reconhecer a ação de diferentes tipos de interações entre as moléculas dos haletos de hidrogênio (dipolo-dipolo e interações dispersivas de London).; b) determinar o tipo de interação dominante nesses casos (interações dispersivas de London); e c) julgar a intensidade das interações na série de acordo com o fator que tem grande influência no tipo de interação (interações dispersivas de London tem como fator principal a polarizabilidade).

As respostas dos estudantes foram categorizadas e percebeu-se uma grande variação nas explicações provavelmente devido à dificuldade em interpretar os dados apresentados e compreender a universalidade das interações dispersivas de London como apresentado no quadro 17.

Quadro 17 - Categorias relacionadas às explicações para as diferenças dos pontos de ebulição de HCl, HBr e HI.

Categorias		Nº de alunos
A variação dos pontos de ebulição é justificada pela ação das interações dispersivas de London.		05 (11%)
Leitura simplista da tabela, sem reflexão e justificativa, reproduzindo os dados apresentados.		09 (20%)
A variação dos pontos de ebulição é justificada pela ação das interações dipolo - dipolo.	Contradizem os dados da tabela, indicando que os pontos de ebulição decrescem de HCl a HI.	06 (13%)
	Ajustam os dados de acordo com a tabela indicando que quanto mais intensa a interação dipolo – dipolo (maiores momentos de dipolo) menores as temperaturas de ebulição. Não relaciona adequadamente a intensidade da interação com a mudança de estado físico.	05 (11%)
Confusão entre ligação química e interação intermolecular.		05 (11%)
A variação dos pontos de ebulição é justificada pela variação da massa molecular ou aumento do raio atômico.		06 (13%)
A variação dos pontos de ebulição é justificada pela variação da eletronegatividade.		02 (5%)
Em branco		07 (16%)

Fonte: autoria própria.

Verifica-se no quadro 17 que apenas cinco estudantes usaram conceitos relacionados as interações dispersivas de London para explicar as diferenças nos pontos de ebulição como exemplificado nas respostas dos estudantes A11 e A47.

Apesar do HI possuir o menor momento de dipolo e o I ter a menor eletronegatividade, o PE é elevado devido a alta polarizabilidade da molécula, pois possui o maior diâmetro e assim interage por meio das forças de dispersão de London e dipolo-dipolo, enquanto que a polarizabilidade do HBr e HCl são menores. (A11)
Nesse caso, as forças de dispersão de London são predominantes em relação à interação dipolo-dipolo. O tamanho do halogênio (Cl – Br – I) cresce muito mais intensamente do que a eletronegatividade das espécies. (A47)

A leitura da tabela e a interpretação dos dados não foram habilidades alcançadas pela maioria dos estudantes que podem ter insistido em seus esquemas mentais já consolidados. As respostas de nove alunos não apresentaram uma reflexão sobre os conceitos envolvidos e simplesmente relataram as diferenças dos pontos de ebulição como uma consequência das variações dos valores de eletronegatividade e momento de dipolo. Por exemplo os alunos A2 e A28 fizeram uma leitura simplista da

tabela e não conseguiram perceber relações entre as temperaturas de ebulição e as interações intermoleculares.

A temperatura de ebulição vai aumentando de forma inversamente proporcional ao momento de dipolo e a eletronegatividade do halogênio. (A2)

A tabela mostra que o ponto de ebulição das substâncias apresentadas tem relação inversa com o momento de dipolo: quanto maior o momento, menor o ponto de ebulição. (A28)

Mesmo com os valores expostos para os pontos de ebulição seis estudantes apresentaram explicações insistindo que as interações dipolo-dipolo predominam em sistemas formados pelas moléculas de HCl, HBr e HI contradizendo a ordem prevista para a mudança de estado físico. Os alunos A23 e A25 reforçam essa ideia nos trechos a seguir:

Como a eletronegatividade dos hidrácidos depende somente da eletronegatividade do halogênio, e como a do cloro é a maior, HCl possui o maior momento de dipolo e suas moléculas interagem entre si por interações dipolo-dipolo mais efetivamente que HBr e HI, dessa forma possui também maior ponto de ebulição. (A23)

Pela diferença de eletronegatividade, os hidrácidos com maior diferença possuem maiores momentos de dipolos. Sendo mais difícil “quebrar” as interações para mudança de estado. (A25)

Ainda com a ideia de que as interações dipolo–dipolo prevalecem nos sistemas em análise, foram encontradas cinco respostas que não compreenderam que a intensidade das interações está diretamente relacionada com os valores das temperaturas de ebulição, ou seja, se as interações são mais intensas é necessário uma quantidade maior de energia para rompê-las elevando o ponto de ebulição. Nessas explicações há um ajuste dos dados apresentados na questão ao pensamento recorrente que moléculas polares interagem exclusivamente através de interações dipolo–dipolo. Os excertos dos alunos A26 e A40 são exemplos desse equívoco. Esses estudantes também buscaram generalizações para justificar como: menor momento de dipolo, menor interação dipolo–dipolo.

Quanto menor o momento de dipolo, menor é a interação dipolo-dipolo e maior é o ponto de ebulição. (A26)

Com a diminuição da diferença de eletronegatividade e do momento de dipolo, as interações intermoleculares do tipo dipolo-dipolo são cada vez mais fracas, portanto, há uma menor “atração” entre as

moléculas, o que resulta no aumento da temperatura de ebulição. (A40)

O pensamento relacionando a massa molecular com as diferenças nos pontos de ebulição é usado novamente por seis estudantes como justificativa. Os trechos a seguir se referem à categoria mencionada.

Apesar de ter um momento de dipolo menor, a massa molar do HI é maior do que a massa do HBr e HCl. Então, mesmo tendo interações intermoleculares mais fracas, a massa do HI faz com que ele tenha uma temperatura de ebulição maior. (A57)

Os dipolos no HI são mais fracos que no HBr e no HCl, porém o HI apresenta uma massa molecular muito maior que as apresentadas no HBr e HCl, além do raio do I- ser bem maior que os dos Br⁻ e Cl⁻. Assim, apesar do HI apresentar menor momento de dipolo, ele apresenta maior massa molecular que os demais e o seu ponto de ebulição é maior que os dos outros. (A44)

Em cinco respostas as ligações químicas foram confundidas com as interações intermoleculares. Nesse sentido, durante as mudanças de estado físico as ligações químicas são rompidas para os alunos A13 e A37.

Quanto maior o momento de dipolo maior a eletronegatividade do halogênio, logo há maior força intermolecular entre os átomos, portanto mais difícil é de atingir o ponto de ebulição. (A13)

Por apresentar uma eletronegatividade e um momento de dipolo menor, o iodo apresenta uma interação mais fraca com o H do que o bromo e o cloro, e devido a isso suas moléculas se “despreendem” uma das outras com mais facilidade. Então é necessária uma menor energia para quebrar as interações moleculares, assim facilitando a troca de estado sólido para o líquido e do líquido para o gasoso. (A37)

Os dados relativos a eletronegatividade foram usadas em duas respostas para explicar a intensidade das interações. Se a diferença de eletronegatividade aumenta indica que os átomos vão ficar mais unidos - ligação química mais forte, por consequência tem-se momentos de dipolo maiores que vão gerar repulsão entre as partes positivas e negativas das moléculas vizinhas.

Conforme a diferença entre as eletronegatividades aumentam nos hidrácidos, o momento de dipolo aumenta e os átomos ficam mais unidos. Essa proximidade entre parte positiva e negativa aumenta a repulsão entre as partes positivas das moléculas na ligação intermolecular, o mesmo ocorre com as partes negativas. Quanto mais

fraca a ligação intermolecular, menos energia será necessária para o ponto de ebulição ser atingido. (A33)

A maior eletronegatividade gera repulsão maior aos elétrons de moléculas vizinhas. Isso faz com que os ácidos halogênicos tenham ponto de ebulição diferenciado. (A46)

Durante a resolução desta questão, que envolve a variação das temperaturas de ebulição de alguns haletos de hidrogênio, os estudantes ficaram diante de uma situação de conflito, mas muitos não tomaram consciência das contradições apresentadas pelos dados. As situações que envolvem conflitos cognitivos podem ser entendidas, de um modo amplo, como momentos em que os conhecimentos prévios dos alunos não condizem com as informações apresentadas sendo necessário a sua superação. Para tal o aluno precisa reconhecer e ficar consciente sobre o conflito (MORTIMER, 1996).

Nesse sentido, a estrutura geral de pensamento dos estudantes passou por noções:

1. Reproduzir as informações apresentadas.
2. Identificar a massa dos haletos de hidrogênio ou mencionar tamanho do átomo/molécula.
3. Indicar o tipo de interação intermolecular presente em cada sistema. Nesse caso, por se tratarem de moléculas polares observam-se interações dipolo – dipolo; até esse momento basta conhecer um sistema classificatório dos tipos de interação.
- 3a. Desconsiderar os valores apresentados para as temperaturas de ebulição porque as moléculas polares só podem interagir através de interações dipolo - dipolo.
4. Identificar uma contradição entre o tipo de interação dipolo – dipolo, influenciado pelos valores do momento de dipolo, e a variação das temperaturas de ebulição. O conflito cognitivo foi implantado.
- 4a. Ajustar os dados sinalizando que as interações dipolo – dipolo são predominantes e a intensidade das interações é inversamente proporcional ao valor das temperaturas de ebulição, ou seja, sistemas com interações intermoleculares fortes tem baixas temperaturas de ebulição.
- 4b. Perceber que nos sistemas as moléculas podem interagir através de diferentes tipos de interações intermoleculares. Nesse caso dipolo – dipolo e forças dispersivas de London.

6. Reconhecer que as forças dispersivas de London explicam as variações das temperaturas de ebulição.
7. Analisar os sistemas considerando a propriedade molecular polarizabilidade.

Alguns estudantes ainda não conseguiram relacionar as mudanças de estado físico com as interações intermoleculares. Nesses casos, reproduziram os dados apresentados (etapa 1) ou recorreram a massa molecular para justificar (etapa 2). A busca pela massa molecular como forma de justificativa vem do fato de ser algo mais próximo da realidade do estudante, onde pode-se medir a massa de corpos num mundo macroscópico. Entretanto, almejava-se uma interpretação qualitativa do fenômeno envolvendo as interações intermoleculares, mas não simplesmente citar o tipo de interação com base em um sistema classificatório. Nesse sentido, vários estudantes indicaram que as interações dipolo – dipolo prevalecem nos sistemas por serem constituídos de moléculas polares (etapa 3), porém essa explicação está incorreta e contradiz os dados apresentados.

Outro grupo de estudantes percebeu a existência de uma contradição nos dados, porém recorreu as ideias amplamente divulgadas e continuou sugerindo as interações dipolo – dipolo como determinantes na variação das temperaturas de ebulição (etapa 4a); nesses casos, as explicações revelaram a elaboração de um modelo ajustando os dados, se as interações intermoleculares são mais fortes, as temperaturas de ebulição são mais baixas. Essa relação não está correta, pois quanto mais intensas as interações intermoleculares, maiores as temperaturas de ebulição; essa ideia foi abordada em alguns momentos das aulas e também é apresentada nos materiais didáticos.

Somente um número muito reduzido de estudantes conseguiu interpretar as variações das temperaturas de ebulição considerando que as moléculas podem interagir por meio de diferentes tipos de interações (etapa 4b). Nesse sentido, identificaram a influência de interações dispersivas de London e explicaram apresentando o mecanismo de deformação das nuvens eletrônicas ou comentaram sobre a variação da propriedade polarizabilidade. Os alunos que perceberam o conflito cognitivo elaboraram novos modelos ou ajustaram a situação a modelos já conhecidos por eles.

Nota-se a partir da análise das explicações que a maioria dos estudantes não conseguiu tomar consciência das contradições apresentadas na questão e

superar o conflito, permanecendo com a ideia de que as moléculas só podem interagir através de um tipo de interação intermolecular. Fato justificável pelo modo classificatório em que as interações intermoleculares são apresentadas nas salas de aula e nos materiais didáticos.

QUESTÃO 4

Na questão 4 os estudantes eram solicitados a identificar os tipos de interação que ocorrem em sistemas formados pelas substâncias puras: neônio, metano, clorofórmio e tetracloreto de carbono. Em seguida, deveriam colocar as substâncias em ordem considerando a intensidade das interações intermoleculares e explicar. A questão está apresentada no quadro 18 e a coluna dos tipos de interação estava em branca. Os estudantes poderiam usar os valores para os pontos de ebulição e entalpia de vaporização para indicar a ordem de intensidade das interações intermoleculares relacionando medidas de propriedades macroscópicas com o que está ocorrendo no nível microscópico.

Quadro 18 - Questão 4 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral- questionário pós-instrução.

Dadas as substâncias puras Ne, CH ₄ , CHCl ₃ e CCl ₄ determine os tipos de interação que ocorrem. Utilizando os dados da tabela abaixo como você classificaria, em termos da intensidade das forças intermoleculares, as substâncias puras mencionadas. Explique.						
Substâncias	pE (°C)	H _{vap} (kJ/mol)	M (g/mol)	μ (D)	α (10 ⁻²⁴ cm ³)	TIPOS DE INTERAÇÃO
neônio Ne	-246,1	1,7	20	0	0,396	<u>Forças de London</u>
metano CH ₄	-161,5	8,2	16	0	2,59	<u>Forças de London</u>
clorofórmio CHCl ₃	61,17	29,24	50,5	1,04	9,5	<u>Dipolo-dipolo</u> <u>Forças de London</u>
tetracloreto de carbono CCl ₄	76,8	29,82	153,8	0	11,2	<u>Forças de London</u>

Fonte: autoria própria.

A identificação dos tipos de interações feita pelos estudantes foi quantificada e apresentada na tabela 2. De modo geral, nota-se que a maioria dos estudantes identifica a interação predominante corretamente, porém existem algumas

exceções e o número de respostas em branco é alto. Observando as interações identificadas para o Neônio percebe-se que quatro respostas indicaram a ausência de interações provavelmente por se tratar de um gás nobre com comportamento de gás ideal. Um estudante reconheceu ligação covalente e outro dipolo-dipolo. A maioria (31) indicou as forças dispersivas de London de modo correto.

Tabela 2 - Número de alunos e interações intermoleculares identificadas para Ne, CH₄, CHCl₃ e CCl₄.

Substâncias	Tipos de interações identificadas					
	Interações dispersivas de london	Dipolo - dipolo	Dipolo - dipolo induzido	Nenhuma	Covalente	Em branco
Neônio (Ne)	31	1	--	4	1	8
Metano (CH ₄)	35	3	2	--	--	6
Clorofórmio (CHCl ₃)	5	34	2	--	--	7
Tetracloroeto de carbono (CCl ₄)	30	8	--	--	--	8

Fonte: autoria própria.

Para a substância metano, cinco estudantes explicitaram interações que envolvem de alguma maneira momentos de dipolo permanente, sendo elas: dipolo-dipolo e dipolo- dipolo induzido contraditoriamente ao que é observado em um sistema formado por essa substância. O aluno A52 indicou a ocorrência de forças dispersivas de London e interações dipolo – dipolo. Na maioria das respostas (78%) estava explicitada as forças dispersivas de London de maneira correta.

No sistema formado por clorofórmio era esperado o reconhecimento das forças dispersivas de London e interações dipolo – dipolo. Porém, a maioria dos estudantes (76%) escreveu que as interações dipolo – dipolo prevalecem no sistema, retomando a ideia de que moléculas polares só interagem através do tipo de interação mencionado anteriormente. Somente cinco respostas indicaram a presença de

interações dispersivas de London, e dentre essas, apenas três mencionaram a existência simultânea de interações dipolo-dipolo percebendo a ação de diferentes tipos de interação. Destaca-se também um estudante que escreveu a existência da interação dipolo – dipolo permanente, provavelmente um equívoco na escrita da nomenclatura.

No tetracloreto de carbono oito estudantes identificaram interações do tipo dipolo-dipolo. Acredita-se que essa identificação tenha ocorrido devido ao valor mais elevado do ponto de ebulição e a presença de átomos de cloro que tem uma considerável eletronegatividade. Outros 30 estudantes escreveram que no sistema constituído de clorofórmio prevalecem as interações dispersivas de London.

As explicações para as ordens estabelecidas em termos da intensidade das interações intermoleculares apresentadas foram categorizadas e sistematizadas no quadro 19.

Quadro 19 - Categorias relacionadas às explicações para a classificação das substâncias Ne, CH₄, CHCl₃ e CCl₄ em termos da intensidade das interações intermoleculares.

Categorias		Número de alunos
Respostas que apresentaram uma ordem de classificação em termos da intensidade das interações intermoleculares.	Com explicação	10 (22%)
	Sem explicação	01 (2%)
Classificação generalista sem explicação		02 (5%)
Não classificaram, mas indicaram polaridade das moléculas		06 (13%)
Equívocos		03 (7%)
Em branco		23 (51%)

Fonte: autoria própria.

Observando o quadro 19 nota-se que 23 estudantes, ou seja 51% das respostas estavam em branco, portanto, não classificaram as substâncias considerando a intensidade das interações intermoleculares e explicaram a ordem. Tal fato pode ter ocorrido porque os estudantes simplesmente indicaram os tipos de interação envolvidos nos sistemas baseado em um sistema classificatório, sem muita reflexão. Ou seja, os sistemas polares interagem através de interações dipolo – dipolo e os apolares através de interações dispersivas de London, nesse sentido as interações dipolo – dipolo são mais intensas do que as interações dispersivas de London. Porém, os dados expostos na questão geram um conflito cognitivo, pois o clorofórmio – polar, apresenta uma temperatura de ebulição menor do que o tetracloreto de carbono – apolar.

Somente 22 alunos fizeram anotações bem distintas em uma possível ordem de intensidade das interações intermoleculares. O aluno A31 simplesmente apresentou uma ordem para as substâncias, sem justificativa como pode ser visto a seguir. Nessa ordem é indicado que o neônio tem interações mais fortes do que o tetracloreto de carbono. O aluno pode ter errado ao colocar o sinal de menor na ordem ou se confundiu ao olhar números positivos e negativos para os pontos de ebulição.

Por outro lado foram encontradas 10 respostas que expuseram uma ordem com justificativa, mas as explicações em sua maioria estavam erradas. Dessas respostas quatro colocaram em ordem considerando as interações dispersivas de London mais fracas que dipolo – dipolo, portanto a ordem decrescente de intensidade foi $\text{CHCl}_3 > \text{CCl}_4 > \text{CH}_4 > \text{Ne}$ independentemente dos valores apresentados para os pontos de ebulição, como destacado nos trechos dos alunos A22 e A39. Essas respostas são consequência de um ensino com ênfase classificatória, onde é apresentado uma sequência estagnada da intensidade das interações sem considerar outros fatores que tem influência nos sistemas.

Em termos de forças intermoleculares, podemos classificar CHCl_3 como a mais intensa, pois interações dipolo-dipolo são mais intensas que dispersivas. Em seguida, $\text{CCl}_4 > \text{CH}_4 > \text{Ne}$ observando que $\text{PE CCl}_4 > \text{PE CH}_4 > \text{PE Ne}$. (A22)

Força intermolecular: $\text{Ne} < \text{CH}_4 < \text{CCl}_4 < \text{CHCl}_3$. A intensidade está ligada ao tipo de interação, mesmo que a temperatura de ebulição do CCl_4 seja maior que CHCl_3 isso não significa “melhor” interação. (A39)

Outros três estudantes também continuam com a ideia de que as interações dipolo – dipolo são mais intensas do que as forças dispersivas de London, porém perceberam que os valores para as temperaturas de ebulição do clorofórmio e tetracloreto de carbono contradizem essa ideia. Esses estudantes, afirmam que as dipolo – dipolo são mais intensas, mas a massa molecular que determina o valor mais alto da temperatura de ebulição do tetracloreto de carbono se comparado ao clorofórmio. As respostas a seguir exemplificam essa ideia.

O gradiente de intensidade de forças é: $\text{Ne} < \text{CH}_4 < \text{CHCl}_3 < \text{CCl}_4$
Tal distribuição é explicada pelo peso molecular das substâncias e pelas interações que ocorrem entre suas moléculas: Ne e CH_4 possuem interações idênticas – forças de London. Sendo que a

diferença entre seus pontos de ebulição se deve a diferença na massa molar das substâncias. O ponto de ebulição cresce rigorosamente para o clorofórmio, devido ao seu peso molecular e as interações dipolo-dipolo que ocorrem entre suas moléculas. Para o CCl_4 , sua alta massa molecular determina seu alto ponto de ebulição, embora suas interações de London sejam mais fracas que as interações dipolo-dipolo do CHCl_3 . (A14)

$\text{Ne} < \text{CH}_4 < \text{CCl}_4 < \text{CHCl}_3$. A interação mais forte é a do clorofórmio, pois esse possui interações dipolo-dipolo. Seu ponto de ebulição é mais baixo em relação ao do CCl_4 , pois este possui maior massa molar. (A41)

Ainda observando as respostas que apresentaram uma ordem de intensidade e justificaram nota-se que apenas o aluno A24 deixou explícito que a polarizabilidade vai influenciar nas diferenças dos pontos de ebulição entre tetracloreto de carbono e clorofórmio. Chama atenção que este estudante não indicou na tabela a ocorrência de interações dipolo – dipolo e forças dispersivas de London no sistema formado por clorofórmio. E os estudantes A16 e A30 mostraram que a intensidade das interações está relacionada diretamente com os valores dos pontos de ebulição. Os trechos a seguir exemplificam as respostas.

$\text{Ne} < \text{CH}_4 < \text{CHCl}_3 < \text{CCl}_4$. (Entre $\text{Ne} < \text{CH}_4 < \text{CHCl}_3$) - Dipolo – dipolo > Força de London. (Entre $\text{CHCl}_3 < \text{CCl}_4$) - Polarizabilidade >> (alto caráter iônico). (A24)

$\text{CCl}_4 > \text{CHCl}_3 > \text{CH}_4 > \text{Ne}$, pois, $pE \text{ CCl}_4 > pE \text{ CHCl}_3 > pE \text{ CH}_4 > pE \text{ Ne}$. (A30)

Na categoria classificação generalista dois estudantes criaram uma escala própria para classificar, porém não é exposto nenhum tipo de explicação para tal.

Menos intensa, pouco intensa, intensa, mais intensa. (A8)

Fraco/ fraco/ forte/ forte. (A19)

Em seis respostas houve a sinalização de que a polaridade das substâncias tem alguma relação com a intensidade das interações intermoleculares ou podem estar relacionadas exclusivamente com a determinação dos tipos de interação; moléculas polares apresentam dipolo–dipolo, e apolares forças dispersivas de London. Todavia, nos trechos categorizados como não classificaram, mas indicaram polaridade das moléculas não foram encontradas justificativas explícitas para as relações, simplesmente foram apontadas as polaridades das moléculas como pode visto a seguir:

CHCl_3 – maior intensidade (polar). As outras são apolares. (A29)
 Ne, CH_4 e CCl_4 são apolares. CHCl_3 é polar. (A56)

Ainda no quadro 19 verifica-se que três respostas mostraram alguns equívocos como: a identificação da interação dipolo-dipolo no tetracloreto de carbono, referência a moléculas de cloro (Cl) ligadas ao carbono (C) no clorofórmio e intensidade das interações intermoleculares justificada pelas interações entre os átomos das moléculas (ligação química).

Durante a resolução desta questão, novamente os estudantes se depararam com uma situação de conflito (MORTIMER, 1996), muitos não tomaram consciência das contradições expostas nos dados e 51% acabaram deixando em branco, provavelmente pela dificuldade em adequar os dados aos modelos já consolidados. De modo geral, a estrutura de pensamento dos estudantes passou por noções:

1. Identificar a polaridade das moléculas apresentadas.
2. Identificar os tipos de interações envolvidas nos sistemas.
3. Apresentar uma ordem de intensidade recorrendo ao sistema classificatório já consolidado. As moléculas podem interagir por interações mais intensas, dipolo – dipolo, ou por interações menos intensas, forças dispersivas de London.
4. Notar a existência de uma contradição nos valores dos pontos de ebulição do tetracloreto de carbono e clorofórmio.
  - 4a. Não apresentar uma ordem de intensidade das interações envolvidas.
  - 4b. Apresentar uma ordem generalista considerando os valores dos pontos de ebulição. Quanto maior o ponto de ebulição mais intensa a interação.
  - 4c. Apresentar uma ordem de intensidade ajustando o sistema classificatório já consolidado. As moléculas interagem por interações mais intensas, dipolo – dipolo, ou por interações menos intensas, forças dispersivas de London. Porém, a massa molecular pode definir a temperatura de ebulição. Quanto mais pesado maior a temperatura.
  - 4d. Perceber que diferentes interações intermoleculares podem ocorrer no mesmo sistema. Dessa maneira, em todos os sistemas analisados deve-se considerar a variação das forças dispersivas de London.

De modo geral, nenhum estudante conseguiu interpretar a tabela de modo correto e superar o conflito cognitivo baseado nas ideias divulgadas pela comunidade

científica. Os estudantes ainda estavam muito enraizados na ideia de que as moléculas só podem interagir através de um único tipo de interação, e nesse sentido as interações dipolo – dipolo são mais intensas do que as forças dispersivas de London. Novamente, foi feito um ajuste dos dados de modo que as ideias mais consolidadas se adequaram as informações apresentadas. Ou, os estudantes recorreram a massa molecular como definidora dos pontos de ebulição.

Destaca-se que no momento de explicitar os tipos de interações envolvidos e completar a tabela, três estudantes indicaram a ocorrência simultânea de interações dipolo – dipolo e forças dispersivas de London entre moléculas de clorofórmio, mas ao elaborarem a ordem de intensidade, um estudante (A52) deixou-a em branco, outro (A8) apresentou uma ordem generalista e o aluno A35 confundiu átomo e molécula nas explicações e não retomou as interações intermoleculares. Somente o aluno A24 mencionou o termo polarizabilidade na sua ordem de intensidade, mas na tabela não sinalizou a presença de mais de um tipo de interação intermolecular.

QUADRO SÍNTESE – Mudanças de estado físico

Após a categorização das explicações dos 45 estudantes para as questões 2, 3 e 4 foi elaborado um quadro resumo (quadro 20) com as características mais recorrentes das respostas envolvendo mudanças de estado físico.

Destacam-se no quadro síntese duas características que abrangeram mais de 80% dos estudantes investigados, sendo elas: falta de compreensão de que as forças dispersivas de London são universais e, cada molécula é capaz de interagir através de um único tipo de interação. Durante as aulas de química geral I, em nenhum momento, houve uma preocupação em introduzir os alunos a ideia de que várias interações podem ocorrer no mesmo sistema, porém algumas são mais intensas do que outras; somente em macromoléculas biológicas houve a exemplificação de algumas interações ocorrendo simultaneamente no mesmo sistema, porém pode-se passar a imagem de que somente essas moléculas maiores podem interagir de diferentes maneiras.

Quadro 20 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes envolvendo mudanças de estado físico.

DIMENSÕES	Características mais recorrentes (Questões 2, 3 e 4)	Número de alunos de um total 45.
Aspectos gerais sobre as interações intermoleculares	Não usa os conceitos de polarizabilidade ou deformação da nuvem eletrônica nas explicações.	29 (64%)
	Falta de compreensão de que as forças dispersivas de London são universais.	37 (82%)
	Indiferenciação entre interações intra e intermoleculares.	13 (29%)
	Não reconhece que uma molécula pode apresentar diferentes tipos de interações; cada molécula é capaz de fazer um único tipo de interação.	39 (87%)
	Identifica incorretamente o tipo de interação em diferentes contextos.	22 (49%)
	Uso de esquema classificatório de intensidade de força	5 (11%)
	Não reconhece que a polarizabilidade está relacionada ao volume molecular.	2 (4%)
Mudanças de estado físico	Relaciona a massa molecular (sentido de 'molécula pesada') com a propriedade física (facilidade de romper interações intermoleculares).	13 (29%)
	Na mudança de estado físico ocorre rompimento das ligações químicas.	9 (20%)
	Não estabelece uma relação adequada entre a intensidade da interação intermolecular e o valor da temperatura de ebulição.	11 (24%)
	A força da ligação química é inversamente proporcional à força da interação intermolecular.	2 (4%)

Fonte: autoria própria.

Nos dois livros de química geral analisados também são escassos os momentos em que a ideia de várias interações ocorrendo no mesmo sistema são apresentados. Especificamente na obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010) verifica-se no tópico 'Resumo das Forças Intermoleculares' na legenda do gráfico apresentado na figura 26 (p. 87).

As forças de dispersão de London são encontradas em todas as moléculas, tanto polares como apolares [...]. Além do mais, vários tipos de forças intermoleculares podem atuar em um único tipo de molécula. Uma molécula muito grande pode ter regiões polares e apolares. (p.530-31).

Os autores chamaram atenção para a ação de vários tipos de interações intermoleculares no mesmo sistema e apresentaram um gráfico com a intensidade de algumas interações em um único sistema. Esse gráfico pode ser um ponto de partida

interessante para inserir os alunos nessa discussão. Porém, chama atenção que o gráfico não foi discutido e explorado ao longo do texto. A noção de que moléculas polares interagem exclusivamente por dipolo–dipolo e moléculas apolares por forças de London ainda é muito presente no discurso exposto pelo material didático, inclusive no final do trecho apresentado anteriormente essa ideia foi retomada de modo indireto. Os autores sinalizam que várias interações podem atuar em uma molécula, mas logo em seguida escrevem que a molécula pode ser grande o suficiente para ter uma região polar e outra apolar. Ou seja, para que uma molécula interaja através de diferentes interações ela precisa ter uma parte polar e outra apolar.

Na obra de Atkins e Jones (2012) a ação de diferentes tipos de interações intermoleculares em um mesmo sistema fica atrelado a uma questionamento semelhante ao analisado nesse trabalho e sua discussão já foi apresentada (questão 3); essa questão foi inserida ao longo do texto como exemplificação do conteúdo. Logo em seguida, no resumo do tópico ‘Forças de London’ os autores indicam que “as interações de London surgem da atração entre os dipolos elétricos instantâneos de moléculas vizinhas e agem em todos os tipos de moléculas.” (p.178). Embora essa noção tenha sido formalizada na síntese do tópico e exemplificada através de uma questão resolvida, foi explorada de maneira muito sintética e superficial.

Também se destacam aspectos mais específicos relacionados às mudanças de estado físico. Alguns estudantes (20%) ainda acreditam que as ligações químicas são rompidas durante essas mudanças como encontrado em relatos da literatura (COOPER; WILLIAMS; UNDERWOOD, 2015). Além disso, em algumas respostas (29%) o uso dos termos interações e ligações são muito amplos e sem diferenciação o que dificulta perceber se a compreensão está correta. Talvez este seja um artifício utilizado por alguns estudantes justamente pela dificuldade em distinguir os tipos de interações intra e intermoleculares e suas possíveis relações com o fenômeno em questão.

Uma parte dos alunos apresentaram dificuldades na interpretação dos dados fornecidos nas tabelas, e em muitos casos, as informações acabaram sendo ajustadas a ideias pré-concebidas como: quanto mais pesado mais difícil o rompimento das interações (29%). Em outros momentos, a dificuldade de reconhecer os tipos corretos de interações intermoleculares (49%) associado a ideia de que moléculas polares só interagem através de dipolo – dipolo acabou levando ao pensamento que interações fortes são rompidas mais facilmente (24%).

7.3 Relacionando as interações intermoleculares com o fenômeno da solubilidade - questões 6 e 8

A solubilidade é uma propriedade na qual ocorre a interação entre o soluto e o solvente, ou seja, entre uma substância que é desejado solubilizar e uma que a dissolve. Pode ser definida como a quantidade de soluto que pode ser dissolvido em uma determinada quantidade de solvente, em condições de equilíbrio (MARTINS; LOPES; ANDRADE, 2013; CARMO; MARCONDES, 2008; SILVA; MARTINS; ANDRADE, 2004). Essa propriedade é de grande importância para áreas técnicas como: ambiental e farmacêutica, pois o seu conhecimento permite, por exemplo, o descarte correto de contaminantes e poluentes e no desenvolvimento de fármacos a solubilidade deve ser considerada, pois influencia as propriedades farmacocinéticas. Em situações do dia a dia a noção de solubilidade pode auxiliar as tarefas de um pintor, ao ter que retirar alguma mancha indesejada ou um mecânico após ter suas mãos sujas com graxa.

O fenômeno da solubilidade em nível submicroscópico pode ser explicado considerando as intensidades relativas de interações atrativas entre as partículas de soluto e solvente. Inicialmente devem-se levar em conta as interações atrativas entre as partículas do próprio soluto e interações atrativas entre as partículas do próprio solvente que durante o processo de dissolução vão originar interações entre o soluto e o solvente. Além da determinação dos tipos de interações é necessário fazer um balanço do gasto energético para determinar se o processo é favorecido. Ressalta-se que outros fatores influenciam o processo de dissolução, entretanto, as interações intermoleculares permitem uma explicação do fenômeno em si.

Explicações sobre esse fenômeno foram requisitadas em duas questões: uma no questionário pós-instrução (teste 1) e outra na avaliação (teste 2) realizada no fim do semestre letivo, apresentadas no quadro a seguir (quadro 21).

Quadro 21 - Questões 6 e 8 que envolvem o fenômeno da solubilidade.

Questão 6 (TESTE 1)	O O_2 é uma substância apolar. Em contrapartida sabemos que a água é uma substância polar. Diante deste fato como podemos explicar a solubilidade do gás oxigênio em água? Faça um desenho que represente microscopicamente esse fenômeno.
Questão 8 (TESTE 2)	Perfluorocarbonos como a perfluorodecalina e perflobron tem a capacidade de dissolver grandes quantidades de O_2 (40-50 mL/100mL) e CO_2 (250mL/100mL) comparativamente à água (O_2: 2,5mL/100mL; CO_2: 80mL/100mL) nas mesmas condições de pressão e temperatura. Devido à solubilidade destes gases nos perfluorocarbonos e graças à sua estabilidade estes compostos são modelos do desenvolvimento do “sangue artificial” a) Explique porque O_2 e CO_2 dissolvem em água e porque a solubilidade é maior nos perfluorocarbonos. perfluorodecalina perflobron b) Sob as mesmas condições de temperatura e pressão O_2 deve ser mais solúvel em água ou água salgada (pex: água do mar)? Justifique.

Fonte: questão 6 – autoria própria / questão 8 – extraída da avaliação do fim do semestre.

A dissolução de oxigênio em água é frequentemente usada como exemplo para abordar o tema interações intermoleculares, mas especificamente ao tratar o tipo de interação dipolo – dipolo induzido. Fato que pode ser verificado ao observar as aulas da disciplina acompanhada para o desenvolvimento desse estudo e os livros de Química Geral sugeridos durante o curso.

Durante as aulas de química geral I os estudantes participaram de uma exposição sobre a solubilidade do gás oxigênio em água quando o docente exemplificou a interação dipolo – dipolo induzido no trecho a seguir:

Muito bem vou pegar este caso aqui, dipolo- permanente – dipolo-induzido. Então aqui o exemplo clássico da interação dipolo - dipolo induzido. O que que significa isso? Dipolo - dipolo induzido. Eu já tenho um dipolo numa molécula que é permanente e ele vai interagir com uma molécula que não tem dipolos, vai induzir um dipolo nessa molécula, é, apolar, tá certo. Então é o seguinte, ó, as vezes fica difícil entender porque iodo e oxigênio dissolvem em água, né, tá certo. Só que se a gente olhar a estrutura, é, olha o que acontece eu tenho a nuvem simétrica aqui do oxigênio, está nuvem não é lá muito polarizável, só que é o seguinte é agora pela interação de um dipolo

permanente com essas nuvens eletrônicas eu posso induzir um dipolo na nuvem eletrônica do oxigênio criando o que? Dipolo induzido, um dipolo instantâneo, tá certo. E qual é a grande, isso aqui tem uma consequência absurda disso aqui. Qual a consequência absurda disso aqui? Vida aquática né, tá certo, ok. [...] Muito bem, então este oxigênio a partir do momento que ele interage com a molécula, com um dos dipolos da molécula de água, ele se polariza e você tem a solubilização de oxigênio em água. Agora tem outra coisa também, certo, é o seguinte quando a gente fala, é, dissolve em água, lembrando o que eu to falando dissolve em água, eu to dizendo que dissolve. Eu to dizendo o quanto dissolve? Não né? Tá certo. O oxigênio é solúvel em água? Sim. É muito solúvel em água? Não, tá certo, ok? Essencialmente oxigênio é uma molécula apolar, ta certo, um pouco de oxigênio se dissolve em água. (Fala do professor - transcrição da aula)

Durante a abordagem na disciplina foi chamado atenção para a polaridade das moléculas envolvidas, a simetria da nuvem eletrônica e a polarizabilidade. No livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010) as forças dipolo – dipolo induzido também são apresentadas através do exemplo da solubilidade do gás oxigênio em água:

Imagine uma molécula de água polar aproximando-se de uma molécula apolar como o O_2 . A nuvem eletrônica de uma molécula isolada (gasosa) de O_2 é simetricamente distribuída ao redor dos dois átomos de oxigênio. Quando a extremidade negativa da molécula de H_2O polar aproxima-se, entretanto, a nuvem eletrônica de O_2 se torna distorcida. Nesse processo, a própria molécula de O_2 torna-se polar, isto é, um dipolo é induzido, ou criado, na molécula de O_2 , inicialmente apolar. O resultado é que as moléculas de H_2O e O_2 são agora atraídas uma pela outra, embora apenas fracamente. O oxigênio pode dissolver-se em água porque existe uma força de atração entre um dipolo permanente e o dipolo induzido. Os químicos referem-se a tais interações como interações dipolo/ dipolo induzido. (KOTZ, p. 524)

Já no livro de Atkins e Jones (2012) não é apresentada uma explicação detalhada para a solubilidade do gás oxigênio em água, mas esta foi citada como exemplo de interação dipolo – dipolo induzido, mecanismo pelo qual uma molécula polar interage com outra não polar. Diante desta contextualização envolvendo a solubilidade do gás oxigênio em água, as explicações dos alunos foram categorizadas.

Respostas discursivas: solubilidade do gás oxigênio em água

As explicações dos alunos apresentadas nas questões 6 e 8 foram categorizadas considerando o tipo de interação estimado para o fenômeno e sistematizadas no quadro 22. Dos 45 estudantes que responderam a questão 6 nota-se que 10 (23%) deixaram suas respostas em branco sugerindo a existência de dificuldades para explicar. Por outro lado, o número de respostas em branco foi reduzido na questão 8 provavelmente por estar inserido em uma avaliação que integrava a média do curso.

Quadro 22 - Categorias para o fenômeno de dissolução de gás oxigênio em água.

Categorias		Número de alunos	
		Questão 6	Questão 8
O ₂ e H ₂ O interagem através da interação do tipo dipolo – dipolo induzido.		25 (56%)	41 (77%)
Equívocos	O ₂ e H ₂ O interagem através de ligação de hidrogênio.	05 (11%)	08 (15%)
	Considera que O ₂ já apresenta dipolos induzidos (como no caso do O ₂ líquido) que irão interagir com o dipolo da H ₂ O.	01 (2%)	01 (2%)
	A molécula de O ₂ sofre ionização permitindo a solubilidade em água.	02 (4%)	--
	O ₂ ocupa espaços entre as moléculas de água permitindo a solubilidade.	01 (2%)	--
	O ₂ e H ₂ O interagem através de dipolo induzido – dipolo induzido.	01 (2%)	--
	Ocorre uma reação química entre O ₂ e H ₂ O.	--	01 (2%)
Em branco		10 (23%)	02 (4%)

Fonte: autoria própria.

Tanto na questão 6 como na 8, a maioria dos estudantes explicaram o fenômeno considerando a existência de interações dipolo–dipolo induzido, sendo que há um aumento de 56% para 77% de respostas deste tipo entre os dois testes. Dentro destas respostas há algumas que simplesmente citam o tipo da interação em si como justificativa para a solubilidade (um aluno na questão 6 e seis alunos na questão 8).

Os gases se dissolvem em água devido a interações dipolo – dipolo induzido das moléculas de água com as dos gases (O₂, CO₂). (A38 – questão 6)

Grande parte dos alunos (17 alunos na questão 6 e 14 alunos na questão 8) justificam a dissolução seguindo o raciocínio: a água é polar, os gases são apolares, para que ocorra a dissolução dos gases em água está deve induzir “uma polaridade” nas moléculas dos gases. Nestas respostas, percebe-se uma ênfase na polaridade da água. Não foi citado o conceito de polarizabilidade (ou distorção da nuvem eletrônica) das moléculas de soluto.

A polaridade da água “induz” um polo na molécula de oxigênio, essa polarização momentânea faz com que o gás oxigênio possa ser solubilizado em água. (A6 – questão 6)

O₂ e CO₂ dissolvem-se em água pois, mesmo sendo apolares, a H₂O (que é polar) induz nessas moléculas um dipolo instantâneo, tornando-se um pouco polares para dissolução, pois semelhante dissolve semelhante. (A48 – questão 8)

Por outro lado, alguns estudantes (6 na questão 6 e 14 na questão 8) apresentam a noção de deformação da nuvem eletrônica em suas respostas. Especificamente, o termo polarizabilidade foi usado em apenas cinco respostas na questão 8.

Devido ao dipolo instantâneo/ induzido a nuvem eletrônica do O₂ se distorce e ele se torna um pouco solúvel em água. (A10 – questão 6)
Pelo O₂ e o CO₂ serem gases apolares, não seria esperado que fossem solúveis em água, porém a água, por apresentar grande momento de dipolo, pode influenciar moléculas apolares a adquirirem um momento de dipolo instantâneo, devido a alteração causada na nuvem eletrônica da substância apolar. A magnitude dessa alteração depende do momento de dipolo da molécula polar e da polarizabilidade da substância apolar. (A37 – questão 8)

Outra justificativa expressa pelos estudantes refere-se à indicação que o fenômeno da solubilidade não depende exclusivamente das interações soluto – solvente, mas também das interações entre solvente-solvente e soluto-soluto como pode ser visto nas respostas dos alunos A30 e A41; o último aluno mencionado comete um equívoco ao indicar a existência de pontes de hidrogênio nos gases, além de dipolo-dipolo induzido. Este tipo de justificativa apareceu apenas em sete respostas da questão 8.

A água é uma molécula com grande momento de dipolo e possui interações do tipo ligação de hidrogênio, portanto possui pequena afinidade por substâncias que possuem interações dipolo – induzido (CO_2 e O_2) tornando pequena a solubilidade dessas em água. (A30 – questão 6)

O O_2 e o CO_2 dissolvem em água, pois formam ligações dipolo-dipolo induzido e algumas pontes de hidrogênio devido a existência de átomos de oxigênio em suas composições. Porém pouco dessas substâncias dissolvem-se em água, pois as ligações intermoleculares entre moléculas de água são mais fortes e energeticamente mais favoráveis que as entre a água e uma das outras substâncias. (A41 – questão 8)

Dentre as respostas incorretas (quadro 22) percebe-se que também foram encontradas explicações considerando a ocorrência de ligações de hidrogênio entre o gás oxigênio e a água. Comparativamente, na questão 6, cinco explicações consideraram as ligações de hidrogênio frente a oito respostas na questão 8; apenas um estudante manteve esse tipo de interação nos dois momentos, os demais assumiram a ação das interações dipolo – dipolo induzido. A indicação equivocada das ligações de hidrogênio foi feita por outros cinco estudantes que haviam deixado a questão 6 em branco e dois estudantes que não participaram do momento de aplicação do questionário citado.

É possível solubilizar o gás oxigênio em água por causa da ligação de hidrogênio que ocorre entre H_2O (l) e O_2 (g). (A13 – questão 6)

Com a formação das pontes de hidrogênio, o O_2 se solvata entre as moléculas de H_2O . (A25 – questão 8)

Podemos levantar aqui a hipótese de que o ensino do tema interações intermoleculares que enfatiza um sistema classificatório dos diferentes tipos de interações pode levar os estudantes a fixarem a ideia de que sempre que as interações envolverem átomos de hidrogênio e, oxigênio, flúor e nitrogênio vão ocorrer ligações de hidrogênio. Além da exemplificação contínua da água nesse tipo de interação permitindo a ideia de que moléculas de água sempre vão interagir por meio de ligações de hidrogênio independentemente da natureza das outras espécies envolvidas. Smith e Nakhleh (2011) perceberam que os alunos do ensino superior tem uma tendência em identificar os tipos de interações intermoleculares devido à presença de elementos químicos específicos estando de acordo com as ideias

apresentadas pelos estudantes. Esse tipo de identificação poderia ser evitado ao se relacionar as interações intermoleculares com a estrutura molecular e as propriedades moleculares tais como polaridade e polarizabilidade e não apenas a elementos químicos específicos.

Ainda observando o quadro 22 nota-se a existência de explanações sobre a indução de momentos de dipolo entre as moléculas de O_2 que depois interagem com as moléculas de água. É uma ideia de que o processo ocorre por etapas, inicialmente os dipolos são induzidos entre as moléculas de oxigênio e só numa fase posterior as moléculas de oxigênio entram em contato com as moléculas de água.

O O_2 e CO_2 dissolvem em H_2O pois possuem dipolo induzido que interagem com o dipolo da água. (A26 – questão 8)

Dois alunos responderam que ocorre uma quebra das moléculas de oxigênio para a formação de íons permitindo a solubilidade. Neste caso, é nítida uma transferência direta do conceito de dissociação iônica (solubilidade de compostos iônicos) para o caso em questão. A ocorrência da ionização ou dissociação foi tratado como fenômeno decorrente da solubilização, ou seja, para que haja dissolução é necessário a ionização ou dissociação como já foi verificado no estudo de Souza e Cardoso (2009) realizado com pós-graduandos em química.

Ainda na categoria equívocos uma resposta considerou a solubilidade devido a existência de interações dispersivas de London entre a água e o gás oxigênio. Em outra resposta não foram apresentados argumentos envolvendo as interações, mas que o oxigênio ocupa espaços entre as moléculas de água. Explicações envolvendo a ocupação de espaços estão presentes em respostas que não conseguem compreender que há interações entre soluto e solvente; e o solvente, no caso a água, não participa diretamente do processo de solubilização (ECHEVERRIA, 1996). Concepção apresentada por alguns estudantes do ensino médio que tem dificuldade em perceber as interações entre soluto e solvente, embora deixem explícito que o processo ocorre entre as duas substâncias (ECHEVERRIA, 1996).

Por fim, um aluno que não participou da aplicação do teste 1 citou que a solubilidade é devido a ocorrência de uma reação química, mas não explicitou qual o tipo de reação.

As representações das interações entre gás oxigênio e água expressas nos desenhos dos alunos

Considerando as respostas dissertativas e as representações gráficas apresentadas na questão 6, 22 dos estudantes, ou seja, 49% dos investigados identificaram adequadamente a interação dipolo–dipolo induzido e representaram-na corretamente. Por outro lado, três estudantes conseguiram se expressar na forma escrita de maneira correta, porém ao representar graficamente tiveram dificuldades; inclusive um desses estudantes não elaborou nenhuma representação. Outros dez estudantes identificaram e representaram incorretamente o tipo de interação. A questão foi deixada totalmente em branco por dez estudantes.

Na análise exclusiva das representações foram criadas subcategorias para os tipos de interação realçando algumas particularidades dos desenhos apresentados. No quadro 23 tem-se exemplos de desenhos para as interações dipolo–dipolo induzido. E no quadro 24 são expostos exemplos da categoria equívocos que relataram interações do tipo ligações de hidrogênio, interações entre moléculas de oxigênio, ionização do oxigênio e forças dispersivas de London.

A grande maioria das representações só mostrou o sistema final não considerando as interações existentes entre soluto-soluto e solvente-solvente. Ao se referirem a existência de interações intermoleculares foram usados traços pontilhados independentemente do tipo de interação ou as moléculas foram desenhadas próximas. Chama a atenção que o uso de traços pontilhados normalmente só é feito para as ligações de hidrogênio devido à proximidade com as ligações químicas e ao fato destas interações serem direcionais, porém estes aspectos não foram tratados durante a disciplina e não são contemplados nos livros didáticos sugeridos no curso. Nos materiais didáticos a existência das interações comumente são sinalizadas através da proximidade entre as moléculas, com exceção da ligação de hidrogênio, porém a compreensão e diferenciação das representações deve ser feita pelo aluno, não são feitas menções ao longo do texto. No estudo de Galagovsky, Di Giacomo e Verónica Castelo (2009) também foi verificado em livros didáticos do ensino superior e em representações gráficas de docentes o uso da aproximação entre as moléculas para designar a ação de interações.

De maneira geral, as representações submicroscópicas do fenômeno feitas pelos alunos e agrupadas no quadro 23 não apresentaram erros estruturais ou conceituais significativos (exceção apenas para dois alunos - categoria D).

Quadro 23 - Representações feitas pelos alunos que na resposta dissertativa citaram as interações do tipo dipolo – dipolo induzido.

Subcategorias - interações dipolo – dipolo induzido	Exemplos dos desenhos	Nº de alunos
A) Representação para formação do momento de dipolo-induzido em uma molécula de oxigênio interagindo com uma ou mais moléculas de água.	(A10) (A30)	11 (24%)
B) Representação de um processo para a deformação da nuvem eletrônica em uma molécula de oxigênio interagindo com uma molécula de água. (Representa o processo de indução do dipolo)	(A22) (A20)	07 (16%)
C) Representação da nuvem eletrônica do oxigênio deformada interagindo com uma ou duas moléculas de água. (Representa apenas o estado final: dipolo – induzido)	(A41) Continua	04 (9%)

D) Outros		02 (4%)

Fonte: autoria própria

Conclusão

Na categoria A foram classificados os desenhos que destacaram os momentos de dipolo da água e os momentos de dipolo induzidos das moléculas de oxigênio. Entretanto, sete estudantes mostraram apenas a interação entre duas moléculas enquanto outros quatro estudantes desenharam interações entre três ou mais moléculas. Alguns alunos como A10 ainda não dominam o uso correto dos sinais δ^+ (polo elétrico) e $+$ (carga elétrica), usando-os para o mesmo fim. Onze estudantes (categorias B e C) adicionaram em seus desenhos representações para as nuvens eletrônicas, o que denota a consideração de uma importante propriedade molecular envolvida, a polarizabilidade. Destes, sete estudantes (categoria B) ressaltaram em sua representação o processo em si, destacando a indução do dipolo na molécula de O_2 , enquanto quatro alunos (categoria C) representaram a molécula de O_2 com a nuvem eletrônica já deformada e interagindo com moléculas de água, enfatizando assim, o estado final do sistema. O aluno A20 desenhou a molécula de água errada, mas representou o processo de distorção da nuvem eletrônica do oxigênio. Na categoria D (outros), ao observar o desenho do aluno A40 pode-se imaginar uma possível interação do tipo ligação de hidrogênio, porém na resposta dissertativa foi indicado a ocorrência de interações dipolo-dipolo induzido (“As moléculas de água solvatam o O_2 criando uma interação do tipo dipolo induzido”). Comparando esta resposta com o desenho feito, podemos inferir que o modelo de solvatação exposto pelo aluno, onde são os átomos de H da molécula de água que interagem com a molécula de O_2 , é uma transposição direta da solvatação iônica em água (interação íon-dipolo e não dipolo – dipolo induzido). O aluno A48 misturou os níveis macroscópico e submicroscópico e não foi capaz de representar de maneira clara o tipo de interação envolvido.

No quadro 24 são mostradas as representações equivocadas apresentadas por dez alunos. Na categoria F são exibidos os desenhos que consideram as interações do tipo ligação de hidrogênio; três estudantes

representaram interações entre oxigênio e hidrogênio. Ao comparar o número de respostas dissertativas categorizadas como ligação de hidrogênio (05) no teste 1 ao número de representações gráficas (03) percebe-se a ausência de duas representações. Este fato aconteceu porque o estudante A13 embora tenha respondido ligação de hidrogênio fez um desenho mostrando apenas um átomo de oxigênio solvatado por moléculas de água estando inserido na categoria H – ionização da molécula de oxigênio. O estudante A25 também se referiu a existência de ligações de hidrogênio, porém o seu desenho exibiu moléculas de gás oxigênio ocupando espaços entre as moléculas de água passando a integrar a categoria I. Um aluno desenhou apenas o processo de indução de momentos de dipolo entre as moléculas de gás oxigênio, não mostrando a interação deste com a água (categoria G). Na categoria H as duas representações indicam ionização das moléculas de oxigênio, porém destaca-se que o aluno A46 mostrou que após a ionização ocorre a formação de uma nova substância (“O O_2 se ioniza na água, gerando compostos polares”). Na categoria I são expostos os desenhos que inseriram as moléculas de oxigênio em espaços entre as moléculas de água. E por fim, na categoria J a interação acontece por dipolos induzidos. Um átomo de oxigênio está interagindo com o oxigênio da água e o outro átomo de oxigênio interage com o hidrogênio da mesma molécula de água e não entre diferentes moléculas, ou seja, o aluno representa a interação apenas entre um par de moléculas.

Quadro 24 - Representações feitas pelos alunos que na resposta dissertativa não citaram as interações do tipo dipolo – dipolo induzido.

Subcategorias - equivocos	Exemplos considerando outros tipos de interação – categoria equivocos	Nº de alunos
F) Representações para as interações do tipo ligação de hidrogênio.	(A44)	03 (7%)
G) Representação para as interações entre moléculas de oxigênio.	(A26)	01 (2%)
H) Representações para a ionização das moléculas de oxigênio ou reação química.	(A39) (A46)	03 (7%)
I) Representação para as moléculas de oxigênio ocupando espaços entre as moléculas de água.	(A47)	02 (4%)
J) Representação para as interações do tipo dipolo induzido – dipolo induzido	(A52)	01 (2%)

Fonte: autoria própria.

Respostas discursivas: solubilidade do gás oxigênio e dióxido de carbono em perfluorocarbonos

As respostas dos estudantes foram agrupadas em quatro categorias principais, sendo elas: I) a solubilidade do O_2 e CO_2 é maior em perfluorocarbonos do que em água porque estes gases e os perfluorocarbonos são substâncias apolares (19 estudantes/ 36%); II) a solubilidade é maior devido as interações dispersivas de London entre os gases e perfluorocarbonos (14 estudantes / 26%); III) ocorrem interações dipolo-dipolo induzido entre os gases e perfluorocarbonos (11 estudantes / 21%); IV) Outros – referem-se a oito respostas (15%) que apresentaram ideias distintas entre si. Uma resposta foi deixada em branco.

Na categoria referente à dissolução de substâncias apolares, 19 estudantes justificaram a solubilidade enfatizando a regra semelhante dissolve semelhante ou a maior afinidade dos perfluorocarbonos.

O O_2 e o CO_2 possui uma maior solubilidade nos perfluorocarbonos, pois ambos são apolares (igual dissolve igual) ou menos polares que a água. (A6 – teste 2)

Os perfluorocarbonos são substâncias apolares, devido a isso apresentam uma maior afinidade pelo O_2 e CO_2 do que a água, assim se conclui que os gases mencionados apresentam uma solubilidade maior nos perfluorocarbonos do que na água. (A37 – teste 2)

Contudo, predizer que a solubilidade é determinada pela polaridade ou afinidade¹⁰ entre as substâncias não indica nenhuma compreensão do fenômeno em nível submicroscópico, como esperado para alunos de um curso de química.

Com relação específica as interações intermoleculares 14 estudantes citaram a presença de interações dispersivas de London favorecendo a solubilidade, porém novamente não foram encontradas justificativas que remetem a uma compreensão a nível submicroscópico do fenômeno. De modo geral, acredita-se que a ideia ‘semelhante dissolve semelhante’ continua presente, só que ao invés de se referir a substâncias de mesma polaridade indicam o mesmo tipo de interação

---

¹⁰ O termo afinidade foi usado durante muitos anos para justificar a ocorrência de reações químicas, mas com o desenvolvimento de outras áreas seu uso foi deixado de lado, pois remetia ao desejo de uma substância atrair outra (JUSTI, 1998).

intermolecular. Trata-se de um algoritmo memorizado pelos estudantes que não requer uma profunda compreensão conceitual.

A solubilidade do O_2 e CO_2 nos perfluorocarbonos é maior devido ao fato de ambos serem apolares, assim como as moléculas de O_2 e de CO_2 . Com isso a interação entre essas moléculas se restringem a interações de London/ dispersão. Por conta da coincidência de interações intermoleculares, o O_2 e o CO_2 são muito mais solúveis em perfluorocarbonos do que em água, pois em água é necessário a indução de um dipolo. (A27 – teste 2)

Neste item o ideal seria realizar uma comparação, do processo envolvido no fenômeno da solubilidade, entre os sistemas: I) água e gases, e II) perfluorocarbonos e gases. No sistema I as moléculas de solvente interagem através de ligações de hidrogênio, consideradas interações fortes; as moléculas de soluto interagem através de interações dispersivas de London; e as moléculas de soluto interagem com as moléculas de solvente através de interações do tipo dipolo- dipolo induzido. Esse processo não é muito favorecido, pois ocorrerá uma troca de interações fortes do solvente por interações bem mais fracas entre soluto-solvente. No sistema II as moléculas do solvente interagem por meio de interações dispersivas de London, as moléculas do soluto também, o que não gera uma variação grande de energia nas interações entre as moléculas de soluto e solvente. Desse modo, a solubilidade no sistema II é maior se comparada ao sistema I. Todavia, na disciplina de Química Geral I os estudantes não tiveram discussões profundas envolvendo solubilidade o que acabou levando ao uso do esquema semelhante dissolve semelhante.

A ocorrência de interações dipolo- dipolo induzido entre o oxigênio e os perfluorocarbonos foi explicitada por 11 estudantes, porém mais intensas do que no sistema com a água devido à eletronegatividade dos átomos de flúor. Nessas respostas os perfluorocarbonos são considerados substâncias com caráter polar como exemplificado pelo aluno A42. Nesse momento, os estudantes restringiram suas observações a um elemento químico específico e não analisaram a geometria molecular.

Como podemos observar, os perfluorocarbonos possuem grandes quantidades de flúor (elemento mais eletronegativo), assim sendo

ocorrem maiores quantidades de distorções e formam-se muito mais interações dipolo – dipolo induzido entre os gases O_2 , CO_2 e os perfluorocarbonos do que com a água. Assim sendo a solubilidade de O_2 e CO_2 maior nos perfluorocarbonos do que na água. (A42 – teste 2)

Na categoria outros cita-se como exemplo, dois estudantes que comentaram a existência de ligações de hidrogênio nos perfluorocarbonos devido ao número de átomos de flúor; e outros dois estudantes mencionaram que a solubilidade é maior porque a geometria é favorável, mas não detalharam suas ideias.

Solubilidade do gás oxigênio em água doce e água salgada

Para a discussão da solubilidade do gás oxigênio em água doce ou salgada pode-se levar em consideração o efeito *salting out*, no qual a adição de sais diminui a solubilidade de alguns compostos. Fenômeno muito discutido em bioquímica ao se tratar de proteínas, os sais atraem as moléculas de água do meio, de modo a ficar menos água disponível para as moléculas protéicas o que acarreta na diminuição da solubilidade e precipitação.

Ao analisar o fenômeno qualitativamente em nível submicroscópico deve-se considerar as interações intermoleculares que ocorrem nos sistemas formados por água – sais – gás oxigênio e água – gás oxigênio. No primeiro sistema ocorrem interações do tipo íon-dipolo entre a água e os sais, e interações dipolo – dipolo induzido entre a água e o gás oxigênio. As primeiras interações são mais intensas e prevalecem se comparadas as interações água – gás oxigênio, desse modo na água salgada haverá um número menor de moléculas de água disponível para interagir com o gás oxigênio. Por outro lado, no segundo sistema as moléculas de água vão estar mais disponíveis para interagir com o gás oxigênio através de interações dipolo – dipolo induzido.

Nas respostas ao item verifica-se que 29 estudantes julgaram uma maior solubilidade em água salgada frente a 22 respostas declarando a água doce (quadro 25).

Quadro 25 - Categorias para a comparação da dissolução de gás oxigênio em água doce ou salgada.

Dimensão	Categorias		
Água doce	O gás oxigênio é mais solúvel em água doce porque ocorre uma competição entre as interações água-íons e água- oxigênio.	Ao analisar consideraram as interações intermoleculares: água – íons (íon-dipolo) e água – oxigênio (dipolo – dipolo induzido).	10 (18,5%)
		Ao analisar consideraram as interações intermoleculares: água – íons e água – oxigênio, mas identificaram equivocadamente as interações água – oxigênio (ligação de hidrogênio ou dipolo – dipolo).	4 (7,5%)
		Ao analisar não citaram as interações intermoleculares envolvidas. Consideraram que na água salgada as moléculas de água solvatam os íons restando um número reduzido de moléculas para solubilizar o gás oxigênio.	4 (7,5%)
	O gás oxigênio é mais solúvel em água doce porque as interações entre as moléculas de água (ligação de hidrogênio) são mais semelhantes as apresentadas pelo gás oxigênio (dipolo induzido – dipolo induzido) se comparado as interações entre os íons.		1 (2%)
	O gás oxigênio é mais solúvel em água doce porque os íons presentes na água salgada dificultam a solubilização.		3 (5,5%)
Água salgada	O gás oxigênio é mais solúvel em água salgada porque os íons (cargas) deformam intensamente as nuvens eletrônicas do oxigênio.	25 (46,5%)	
	O gás oxigênio é mais solúvel em água salgada devido a maior interação com os íons.	3 (5,5%)	
	O gás oxigênio é mais solúvel em água salgada porque é possível um número maior de reações químicas.	1 (2%)	
Em branco			2 (4%)

Fonte: autoria própria

Na categoria maior solubilidade em água doce, resposta adequada, 18 estudantes perceberam que na água salgada haverá uma competição entre interações dipolo – dipolo induzido entre água e oxigênio e íon- dipolo entre água e sais reduzindo a solubilidade do gás oxigênio. Alguns estudantes citam as interações envolvidas como A19 e A20 e outros indicam a competição, mas não mencionaram

as interações intermoleculares (A17). Outros quatro estudantes apresentaram uma noção de competição, mas identificaram equivocadamente as interações.

Em água, pois a interação íon-dipolo é muito mais forte que a dipolo-dipolo induzido, assim a presença de sal na água diminui a disponibilidade da molécula de água para dissolver o O_2 . (A19)
 Deve ser menos solúvel em água salgada, pois as interações entre as moléculas de água e Na^+ e Cl^- são bem mais fortes que entre elas e os dipolos induzidos do gás. Por isso, as interações com o sal prevalecerão e as interações com o O_2 diminuirão. (A20)
 Água, pois na água salgada, parte das moléculas de H_2O já são responsáveis pela solvatação dos íons que compõem o sal, restando um menor número de moléculas para solubilizar o O_2 . (A17)

Interpretações para a maior solubilidade em água doce já dão indícios de que os alunos começaram a pensar nas diferentes interações que podem agir nos sistemas e a julgar quais prevalecerão. Porém, ainda é necessário refinar as explicações e os próprios modelos construídos, afinal, o esquema semelhante dissolve semelhante ainda se faz presente principalmente na resposta do estudante A6.

Em água, pois na água salgada há a interação íon-íon, mais 'distinta' das forças de London presentes no O_2 , o que dificulta a solubilidade. (A6)

Em outras três justificativas houve indicação de que a presença dos íons dificultam as interações entre o gás oxigênio e a água como pode ser observado nas respostas dos alunos A24 e A53. O aluno A53 também identificou a ocorrência de ligação de hidrogênio de modo errado.

Na água. Pois os íons da água salgada aumenta a quantidade de cargas no meio, dificultando a formação do dipolo instantâneo e as interações dipolo permanente – dipolo induzido. (A24)
 O O_2 é mais solúvel em água, pois, em água salgada, há íons de sais livres que dificultam a interação das ligações de hidrogênio entre a água e o O_2 . (A53)

As explicações para a categoria maior solubilidade em água salgada foram justificadas majoritariamente pela maior polarização das moléculas de O_2 . Neste caso

o O_2 poderia ser polarizado tanto pelas moléculas de água quanto pelos íons presentes na água salgada gerando um número superior de momentos de dipolo induzidos e interações mais intensas. As respostas A8, A21 e A36 ilustram esse raciocínio indicando que os conceitos de solubilidade e interações intermoleculares não foram apropriadas pelos estudantes.

O O_2 deve ser mais solúvel na água salgada, já que os íons presentes nela também polarizam a molécula de O_2 . Mais polarizado o O_2 pode se dissolver um pouco mais na água salgada. (A8)

É possível que, sob mesmas condições, O_2 seja mais solúvel em água salgada, pois a presença dos íons (que inclusive apresentam fortes interações) pode facilitar a indução de dipolos no O_2 . (A21)

O oxigênio será mais solúvel em água salgada, devido a presença de íons solvatados na solução que criarão uma indução de distorção na nuvem eletrônica muito mais intensa que a água. Uma vez que, as interações intermoleculares iônicas são mais intensas do que as demais interações, inclusive as ligações de hidrogênio presentes nas moléculas de água. (A36)

Essas respostas sinalizam a ideia de que os solutos precisam ter características semelhantes às do solvente para permitir a solubilidade, novamente retomando o esquema igual dissolve igual. Por fim, três respostas simplesmente apresentam que na água salgada o gás oxigênio vão interagir com os íons presentes (estudante A4) e um estudante (A34) mencionou que o oxigênio pode participar de reações químicas na água salgada.

Mais solúvel em água salgada pelas interações com os íons presentes. (A4)

Deve ser mais solúvel em água salgada, pois esta tem mais elementos, os quais podem reagir, também, com oxigênio. (A34)

QUADRO SÍNTESE – Fenômeno da solubilidade e as interações intermoleculares

Após a categorização das respostas para cada item dos testes elaborou-se um quadro resumo com as características que foram mais recorrentes nas explicações ao considerar aspectos fundamentais para uma completa compreensão do fenômeno da solubilidade no nível submicroscópico. Essas características mais gerais possibilitaram algumas inferências sobre o raciocínio usado pelos estudantes e suas relações com as aulas e materiais didáticos. Foram considerados 55 estudantes, dos

57 matriculados na disciplina de Química Geral I, para a elaboração do quadro resumo, 45 participaram do teste 1 e 53 participaram do teste 2. Na coluna referente ao número de alunos são indicados os números de alunos diferentes que apresentaram determinada característica.

Quadro 26 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes para o fenômeno da solubilidade.

DIMENSÕES	Características recorrentes nas explicações Questões 6 e 8	Número de alunos de um total 55.
Aspectos gerais sobre as interações intermoleculares	Não usa os conceitos de polarizabilidade ou deformação da nuvem eletrônica nas explicações.	30 (56%)
	Determina incorretamente a polaridade das moléculas.	14 (25%)
	Identifica incorretamente o tipo de interação em diferentes contextos.	25 (45%)
Generalização da interação do tipo ligação de hidrogênio	Sempre que há H, O, F e N ocorre ligação de hidrogênio.	13 (24%)
	Sempre que há envolvimento de água ocorre ligação de hidrogênio.	13 (24%)
Fenômeno da solubilidade	O esquema algorítmico 'semelhante dissolve semelhante' ajusta os dados e dificulta o reconhecimento das possíveis interações.	27 (49%)
	Não usa na explicação as diferentes interações envolvidas no fenômeno (soluto-soluto, solvente – solvente e soluto-solvente)	35 (64%)
	Necessidade de ocorrência de ionização ou dissociação para solubilização em água.	6 (11%)
	Necessidade de ocorrência de reação química para solubilização em água.	3 (5%)
Representação gráfica	Dificuldade em representar graficamente interações em diferentes sistemas.	13 (24%)

Fonte: autoria própria

Na dimensão aspectos mais gerais sobre as interações intermoleculares chamou atenção o número elevado de estudantes (56%) que não usam ou aplicam o conceito de polarizabilidade nas explicações. Essa propriedade molecular é fundamental para a compreensão de interações intermoleculares que envolvem a formação de momentos de dipolos induzidos, entretanto, os dados sinalizam que a mesma ainda não foi apropriada pelos estudantes mesmo tendo sido abordada durante as aulas e definida nos livros didáticos.

Outro aspecto que chamou atenção nas respostas dos estudantes (25%) está relacionado a determinação incorreta da polaridade de moléculas, tema tratado

com exaustão durante as aulas e também nos livros didáticos. Tal fato foi verificado principalmente no caso da solubilidade em perfluorocarbonos, possivelmente pela presença nas moléculas do elemento químico flúor que possui elevada eletronegatividade. Provavelmente, os alunos se detiveram a presença de um elemento químico para a determinação da polaridade e não consideraram, por exemplo, a geometria da molécula.

A presença do elemento químico flúor também acabou levando alguns estudantes (24%) a identificarem ligações de hidrogênio entre as moléculas de perfluorocarbonos e gás oxigênio. Na literatura há relatos de que até mesmo estudantes universitários identificam as ligações de hidrogênio pela simples presença de átomos de flúor, oxigênio ou nitrogênio (SMITH, NAKHLEH, 2011). Sabe-se que as ligações de hidrogênio são evidenciadas quando o hidrogênio se encontra entre os elementos químicos mencionados, ligado covalentemente a um elemento e interagindo através de uma interação intermolecular com o outro elemento. Mas essa informação acaba sendo suprimida e esquecida devido a ênfase dada a presença de átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio em uma molécula.

Também houve identificação de ligação de hidrogênio em algumas situações devido a presença de água. Muitas abordagens envolvendo ligações de hidrogênio são ilustradas com a água, inclusive pode ser verificado nos materiais didáticos sugeridos no curso. Como exemplo, no livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010) é apresentado um item sobre a ligação de hidrogênio e as propriedades incomuns da água logo após as explicações gerais sobre as ligações de hidrogênio. Realmente essas interações são responsáveis por várias propriedades da água, um solvente muito utilizado na química, mas as ligações de hidrogênios também podem ser encontradas em vários outros sistemas. Ao longo das aulas também houve uso constante da água nas exemplificações.

A identificação correta dos tipos de interação intermolecular ainda não foi dominada por vários alunos (45%) em diferentes contextos, principalmente pela identificação constante de ligação de hidrogênio nos sistemas ou uso irrestrito de regras. De modo geral, os estudantes não conseguiram se apropriar do tema interações intermoleculares para explicar a diferença de solubilidade de gases apolares em água e nos perfluorocarbonos. Houve, por exemplo, uso extensivo da regra 'semelhante dissolve semelhante' ou 'igual dissolve igual' por 49% dos estudantes, apontando que esse esquema algorítmico ajusta os dados e dificulta o

reconhecimento das possíveis interações. Ao observar os livros didáticos de química geral indicados na disciplina percebe-se que tanto na obra de Kotz, Treichel e Weaver (2010) quanto em Atkins e Jones (2012) a referências diretas a igual dissolve igual reforçando o seu uso, inclusive na última obra mencionada o termo é usado como tópico apresentado no sumário. Porém as semelhanças a serem observadas apresentam algumas distinções, em uma obra são enfatizadas as polaridades das moléculas e na outra os tipos de interações intermoleculares que são rompidas e formadas durante o processo de dissolução.

Podemos explicar a regra “igual dissolve igual” examinando as forças de atração entre as moléculas do soluto e do solvente. Quando o soluto dissolve em solventes líquidos, as atrações soluto-soluto são substituídas por atrações soluto-solvente e pode-se esperar dissolução se as novas interações forem semelhantes às interações originais. (ATKINS; JONES, 2012, p. 345)

Uma observação qualitativa em solubilidade é que “igual dissolve igual”. Em outras palavras, *moléculas polares provavelmente serão dissolvidas em um componente polar, e moléculas apolares provavelmente serão dissolvidas em um componente apolar. A recíproca é verdadeira.* (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p.522)

Nota-se que usualmente a escolarização e os materiais didáticos levam ao pensamento da semelhança, ou seja, o soluto precisa ter características próximas, similares, as do solvente; somente depois dessa aproximação que a solubilidade é possível. Destaca-se que o pensamento químico não deve estar restrito ao uso de regras, mas a compreensão qualitativa dos fenômenos no nível submicroscópico. Desse modo, o fenômeno da solubilidade não deveria estar atrelado exclusivamente a regra semelhante dissolve semelhante, mas sim a uma abordagem dos processos e sistemas envolvidos. Durante as aulas não houve uma preocupação em discutir o processo envolvido na solubilidade, foi dado ênfase somente a interação soluto - solvente. Ao observar os livros didáticos sugeridos nota-se também que os mesmos usam a solubilidade do gás oxigênio em água como exemplo da interação dipolo-dipolo induzido, mas no capítulo específico de solubilidade as interações intermoleculares muitas vezes não são usadas explicitamente para explicar o fenômeno.

A identificação do tipo de interação intermolecular existente entre um soluto e um solvente é condição necessária para a compreensão do fenômeno da

solubilidade, porém, não suficiente. É preciso também que o aluno saiba reconhecer e avaliar os tipos de interação existentes entre as partículas do soluto e do solvente entre si, de maneira a que o aluno desenvolva um esquema de pensamento que leve em conta o processo total e não apenas o estado final do sistema. Nesse contexto observa-se que 64% dos estudantes não usaram a noção de sistema nas suas explicações.

Pode-se indicar que os estudantes compreenderam alguns conteúdos conceituais como dados na perspectiva de aprendizagem defendida por Pozo e Crespo (2009), a exemplo: a) a água faz ligação de hidrogênio; b) uma molécula só pode interagir com outra através de um único tipo de interação intermolecular independentemente do sistema; c) a presença de átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio determinam a presença de ligação de hidrogênio; d) uma molécula é polar quando apresenta átomos muito eletronegativos como o flúor; e) moléculas polares são solúveis em moléculas polares, ou moléculas apolares são solúveis em moléculas apolares; e f) a semelhança entre soluto e solvente que define a solubilidade. Esses conhecimentos conceituais acabaram sendo apreendidos de modo reprodutivo, literal numa perspectiva de acumulação de dados sem visar uma compreensão mais efetiva do conhecimento químico.

Não estamos colocando em discussão ou afirmando que o docente da disciplina ou os materiais didáticos frequentemente ensinam dados aos estudantes ou que somente fizeram isso durante suas abordagens. Mas estamos destacando o raciocínio apresentado por vários estudantes que tem apreendido uma série de conhecimentos somente a nível de dados, não tem compreendido por exemplo como as interações intermoleculares ocorrem ou porque ocorrem.

A falta do uso da propriedade molecular polarizabilidade e a determinação incorreta da polaridade também apontam para uma compreensão apenas de dados ou como se os conhecimentos só fossem dados. Os estudantes apresentaram dificuldades em entender alguns conceitos que explicam a estrutura molecular e a existência das interações intermoleculares e não conseguiram relacioná-los.

7.4 Identificando e representando as interações intermoleculares através de desenhos – questões 5 e 7

Nas questões 5 e 7 os estudantes tiveram que representar as interações intermoleculares na forma de desenhos ressaltando o que ocorre no nível submicroscópico. Os desenhos podem ser úteis para se ter informações espaciais sobre o conhecimento dos alunos, como: observar e entender as posições relativas das moléculas ou a localização das forças que agem entre elas (COOPER; WILLIAMS; UNDERWOOD, 2015).

Questão 5

No questionário pós-instrução os estudantes também foram requisitados a representar as interações através de desenhos para os sistemas formados por: somente água, somente etanol e uma mistura de água e etanol como pode ser visto no quadro 27. Nota-se que os sistemas vão aumentando em complexidade. Além das representações era necessário identificar os tipos de interação envolvidas em cada situação.

Quadro 27 - Questão 5 aplicada aos alunos da disciplina Química Geral- questionário pós-instrução.

Imagine um sistema formado por água e etanol.

- a) Elabore um desenho que represente microscopicamente as interações que ocorrem entre moléculas de água (H_2O). Explícite o(s) tipo(s) de interação que ocorre(m).
- b) Elabore um desenho que represente microscopicamente as interações que ocorrem entre moléculas de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Explícite o(s) tipo(s) de interação que ocorre(m).
- c) Agora represente microscopicamente através de desenhos o sistema água + etanol. Explícite o(s) tipo(s) de interação que ocorre(m).

Fonte: autoria própria

No item a) os estudantes deveriam representar as ligações de hidrogênio que ocorrem entre as moléculas de água. Essa representação foi amplamente

apresentada na disciplina de Química Geral I ao discutirem as ligações de hidrogênio e em seguida, durante a discussão das anomalias da água. Ao observar os livros didáticos de química geral analisados neste trabalho também se percebe que sistemas formados exclusivamente por água são os exemplos mais usados para abordar as ligações de hidrogênio. E a discussão das anomalias da água vem sempre em sequência da descrição das ligações de hidrogênio.

A presença marcante do sistema água nas discussões das ligações de hidrogênio foram refletidas nas respostas dos estudantes. Observando a categorização das representações apresentada no quadro 28 nota-se que 33 alunos, ou seja, 73% da turma representou de maneira adequada integrando as categorias Q e R. Essas duas categorias só se diferenciam na consideração dos dois pares de elétrons livres do oxigênio permitindo a ação de duas ligações de hidrogênio. Os desenhos que se encaixaram na categoria Q, transmitem de maneira indireta uma noção de interação direcional por parte dos estudantes, mesmo que tal característica não tenha sido foco de discussão durante o curso. Os estudantes utilizaram os símbolos dos elementos químicos ou modelos de bolas e varetas para representar o sistema. Chamou atenção que a grande maioria dos desenhos foi feito com mais de duas moléculas.

Na categoria S, dois estudantes não mencionaram a existência de ligações de hidrogênio. As interações nesses casos foram retratadas em termos da natureza atrativa ou repulsiva não estando em desacordo com o que é aceito, porém os estudantes já haviam estudado os tipos de interação e poderiam ter ido além das noções básicas de atração e repulsão. Outras quatro representações estão na categoria T, pois são ambíguas por não fornecerem indicações precisas do tipo de interação envolvida.

Na categoria U verifica-se que o estudante A48 não explicitou a ocorrência de interações intermoleculares e os outros cinco estudantes que integram essa categoria representaram as ligações de hidrogênio de modo equivocado. Observando os desenhos nota-se que o mesmo oxigênio pode estar interagindo em três sítios simultaneamente, o mesmo hidrogênio em dois sítios e algumas representações em que os dois hidrogênios de uma mesma molécula interagem com um único oxigênio de outra molécula remetendo a uma estrutura cristalina ou a uma representação de um líquido.

Quadro 28 - Categorização das representações do sistema formado por água.

Categorias – sistema água	Exemplos
Q) Representa as ligações de hidrogênio considerando os dois pares de elétrons livres do oxigênio. (16 / 36%)	(A4) (A12)
R) Representa as ligações de hidrogênio sem considerar os pares de elétrons livres do oxigênio. (17 / 38%)	(A37) (A44)
S) Representa em termos de atração e repulsão. (02 / 4%)	(A25)
T) Ambíguas – representam as interações do tipo ligação de hidrogênio, mas não identificam. (04 / 9%)	(A39)
U) Equívocos. (06 / 13%)	(A48) (A06)

Continua

Continua

Fonte: autoria própria.

Conclusão

Os alunos majoritariamente sabem reconhecer a ligação de hidrogênio, mas não conseguem organizar o desenho faltando uma noção espacial. Habilidade adquirida quando estão inseridos em um ensino que usa as representações com frequência nas explicações e principalmente quando os estudantes são requisitados a desenhar as suas próprias representações.

Para o sistema formado exclusivamente por etanol verificou-se que as respostas não seguem um padrão como no sistema água-água provavelmente pelo aumento do tamanho da molécula e por não se tratar de um exemplo amplamente usado, embora seja uma substância com várias aplicações no dia a dia da população mundial. No quadro 29 é apresentada uma sistematização das representações com as categorias elaboradas e respectivos exemplos. Entre as moléculas de etanol tem-se a possibilidade de ligações de hidrogênio com os elementos dos grupamentos hidroxila, forças dispersivas de London entre as cadeias carbônicas e interações dipolo-dipolo (COOPER; WILLIAMS; UNDERWOOD, 2015).

No trabalho de Cooper, Williams e Underwood (2015) os autores investigaram a compreensão escrita e as representações das interações: ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo e forças dispersivas de London para um sistema formado por etanol. Para tal solicitaram que 1600 estudantes norte-americanos matriculados na disciplina de Química Geral explicassem o que entendiam pelos termos que

designam as interações e em seguida representassem separadamente os três tipos de interação considerando um sistema formado por etanol. A análise das representações foi focada na localização da interação: em uma molécula ou entre moléculas. Os resultados indicaram que 55% dos estudantes consideraram que as interações ocorrem em uma única molécula. O trabalho também concluiu ressaltando a importância de solicitar um desenho para representar as interações, pois as respostas discursivas não trazem informações sobre a localização das interações.

No presente trabalho não foram encontradas representações e identificações que remetem a uma confusão entre interações intermoleculares e intramoleculares para o sistema formado por etanol. Portanto, na categorização das respostas ateve-se aos tipos de interação explicitados e a estruturação da interação entre as moléculas.

Observando o quadro 29 nota-se que somente seis respostas consideraram a ação das ligações de hidrogênio e forças dispersivas de London – categoria W. Porém, nessa categoria são observadas duas representações inadequadas para as ligações de hidrogênio como explicitado pelo aluno A22. Essas representações consideraram a possibilidade de ocorrer uma dupla ligação de hidrogênio entre as duas moléculas de etanol lembrando a formação da figura geométrica quadrado. Representação semelhante a encontrada também em três respostas que explicitaram apenas a existência de ligações de hidrogênio – categoria V.

Na categoria V são encontradas 27 respostas que apenas declararam a ação de ligações de hidrogênio no sistema etanol-etanol. Desse total destaca-se que 14 sistemas foram estruturados corretamente, porém seis desenhos representaram as interações com qualquer hidrogênio da cadeia carbônica, e não somente os hidrogênios dos grupamentos hidroxila. Outras quatro representações estão corretas, mas ao estruturar as moléculas de etanol os estudantes tiveram dificuldade em posicionar os diferentes átomos.

Na categoria X o aluno A14 só reconheceu a ação de forças dispersivas de London. Na categoria Y o estudante A48 novamente explicitou a não ocorrência de interações. Algumas representações (08) foram consideradas ambíguas por não apresentarem nenhuma menção ao tipo de interação envolvida.

Quadro 29 - Categorização das representações para o sistema formado por etanol.

Categorias – sistema etanol		Exemplos
V) Representação das ligações de hidrogênio (27 / 60%)	Corretas (14 / 31%)	
	Dificuldade na representação estrutural do etanol para mostrar interação (04 / 9%)	
	Qualquer hidrogênio da cadeia carbônica (06 / 13%)	
	Formando quadrado (03 / 7%)	
W) Representação das ligações de hidrogênio e forças de London (06 / 13%)	Corretas (04 / 9%)	
	Ligação de hidrogênio formando quadrado (02 / 4%)	

Continua

X) Só representa forças de London. (01 / 2%)	
Y) Não ocorre interação. (01 / 2%)	
Z) Ambíguas - representam as interações, mas não identificam. (08 / 18%)	
Em branco. (02 / 5%)	

Fonte: autoria própria.

Conclusão

No último sistema formado por etanol e água os estudantes deveriam considerar as ligações de hidrogênio entre os elementos dos grupamentos hidroxila do etanol e os elementos constituintes da molécula de água, ligações de hidrogênio entre as moléculas de água e entre as moléculas de etanol. E entre as moléculas de etanol também há ação de forças dispersivas de London com menor intensidade. Desse modo, a complexidade do sistema é maior e por consequência há envolvimento de várias interações. Realçando a complexidade do sistema nota-se observando o quadro 30 que quatro estudantes deixaram em branco a sua representação frente a dois estudantes para o sistema etanol-etanol e nenhum estudante para o sistema água-água.

A categorização para o sistema água-etanol pode ser visto no quadro 30. Nesse 37 estudantes explicitaram a ação de ligações de hidrogênio no sistema, contudo nas respostas foi verificada uma priorização de representações de ligações de hidrogênio entre etanol e água, e em alguns poucos casos tem-se também

representações das ligações de hidrogênio entre as moléculas de água e entre as moléculas de etanol.

Nas representações das ligações de hidrogênio constata-se que 20 respostas foram estruturadas adequadamente e cinco estudantes apresentaram dificuldade em estruturar as moléculas de etanol e posicionar os átomos envolvidos nas interações. De outro modo, sete respostas representaram a ocorrência de ligações de hidrogênio com qualquer hidrogênio da cadeia carbônica e três desenhos novamente fizeram uma dupla ligação de hidrogênio entre uma molécula de água e uma molécula de etanol lembrando um quadrado. Outros dois estudantes apresentaram alguns equívocos que foram mais pontuais nesse sistema; o aluno A02 desenhou dois hidrogênios da mesma molécula interagindo com o mesmo oxigênio e o aluno A56 apresentou uma interação do tipo ligação de hidrogênio entre dois átomos de oxigênio.

Houve também uma representação explicitando a não ocorrência de interações intermoleculares e três desenhos categorizados como ambíguos por não apresentarem identificação das interações envolvidas; destacando o aluno A46 que parece ter representado uma ionização.

Quadro 30 - Categorização das representações para o sistema formado por etanol e água.

Categorias – sistema etanol e água		Exemplos	
Representação das ligações de hidrogênio (37 / 82%)	Corretas (20 / 44%)		(A24)
	Dificuldade em estruturar o etanol para mostrar interação (05 / 11%)	 	(A06) (A26)

Continua

	Qualquer hidrogênio da cadeia carbônica (07 / 16%)	(A05) (A08)
	Ligação de hidrogênio formando quadrado (03 / 7%)	(A11)
	Outros (02 / 5%)	(A19) (A56)
Não ocorre interação (01 / 2%)		(A48)
Ambígua - representam as interações, mas não identificam. (03 / 7%)		(A46)
Em branco. (04 / 9%)		

Fonte: autoria própria.

Conclusão

Questão 7

Na avaliação foi proposta uma questão onde os alunos tinham que reconhecer os diferentes tipos de interação que ocorrem entre o flurbiprofeno e alguns resíduos de aminoácidos. Para tanto era necessário ionizar o grupo carboxilato do flurbiprofeno e identificar os sítios responsáveis por cada interação. Em seguida, era necessário colocar os tipos de interação em ordem crescente de força. A questão está exposta no quadro 31.

Quadro 31 - Questão 2b aplicada aos alunos da disciplina Química Geral – teste 2.

2.b) O antiinflamatório flurbiprofeno inibe a enzima prostaglandina endoperóxido sintase (PGHS).

Abaixo é mostrado o sítio da PGHS onde ocorre a interação com flurbiprofeno.

Desenhe a molécula de flurbiprofeno inserida neste sítio mostrando como cada um dos resíduos de aminoácidos (Ser= serina; Phe= fenilalanina; Tyr= tirosina; Arg= arginina) contribui na estabilização do antiinflamatório através das interações intermoleculares. Indique o tipo de interação e mostre abaixo a ordem crescente da força de cada uma das interações existentes.

Obs: em pH fisiológico o grupo carboxilato do flurbiprofeno se encontra na forma ionizada.

O flurbiprofeno é um anti-inflamatório não esteroidal que atua inibindo a enzima prostaglandina endoperóxido sintase (PGHS). Seu efeito farmacológico se deve a interação específica do fármaco (micromolécula) com determinado receptor (macromolécula). A especificidade da ligação fármaco - receptor são determinados por interações intermoleculares e normalmente ocorre uma combinação dessas interações. Especificamente, a ação do medicamento flurbiprofeno ocorre através de interações com resíduos de aminoácidos da enzima (PGHS), dentre as quais destaca-se a interação do grupamento carboxilato da forma ionizada com o resíduo de Arg120 reforçada por uma ligação de hidrogênio também no resíduo da arginina como representado na figura 44 (FRAGA, 2001; LAGES *et al*, 1998). Deste modo, a arginina interage por uma ligação química – ligação iônica, e por uma interação intermolecular – ligação de hidrogênio.

Figura 44 - Reconhecimento molecular do flurbiprofeno pelo resíduo Arg120 do sítio ativo da PGHS, via interação iônica e representação de algumas interações do flurbiprofeno com resíduos de aminoácidos (Lages et al., 1998).

Fonte: extraído de Lages et al., 1998, p. 768.

Adicionalmente, foi observada interação por ligação de hidrogênio entre um dos oxigênios do grupamento carboxilato do flurbiprofeno e a hidroxila fenólica presente no resíduo Tyr355 (LAGES *et al*, 1998). A hidroxila presente no resíduo de Ser530 também interage por ligação de hidrogênio com o flúor do flurbiprofeno. E por

fim, o resíduo de Phe355 interage através de forças dispersivas de London com a cadeia carbônica do fármaco.

Vale lembrar que durante a abordagem do tema interações intermoleculares, na disciplina de Química Geral I, a ação de alguns medicamentos foi tomada como exemplo. Para tanto foram usados os sistemas biológicos, especificamente, as enzimas para aplicar os conceitos estudados. Também foram discutidas algumas ideias gerais sobre o funcionamento das membranas celulares e as estruturas das proteínas e suas relações com as interações intermoleculares. Os pesquisadores Luxford e Holme (2015) chamaram atenção em um estudo publicado recentemente pela falta de discussões do tema interações intermoleculares em sistemas biológicos durante a disciplina de Química Geral nos Estados Unidos. Nesse trabalho foi constatado que os exemplos usados sempre envolvem moléculas pequenas e não macromoléculas.

Não era esperado que os estudantes reconhecessem as cinco interações mencionadas anteriormente, porém os mesmos tinham que identificar corretamente a ação de um tipo de interação com cada resíduo de aminoácido. Desse modo, era almejado a identificação e representação de ligações de hidrogênio entre Ser e flurbiprofeno, e Tyr e flurbiprofeno. Entre Arg e flurbiprofeno ocorre uma ligação iônica e entre Phe e flurbiprofeno agem forças dispersivas de London. Colocando essas interações em ordem crescente de força tem-se: forças dispersivas de London, ligação de hidrogênio e ligação iônica (íon-íon). Levando em conta essas interações as respostas foram lidas e categorizadas segundo a identificação e representação do flurbiprofeno no sítio da PGHS. A categorização está exposta no quadro 32. Um aluno deixou a questão totalmente em branco.

Na categoria K - Representação e identificação correta das interações, foram integradas 18 respostas que alcançaram as expectativas, ou seja, identificaram as quatro interações e conseguiram representar as interações no sítio da PGHS como pode visto nos exemplos apresentados no quadro 32. Destaca-se que alguns estudantes representaram a ocorrência da ligação de hidrogênio com o resíduo de Tyr através do elemento flúor e a ligação de hidrogênio com o resíduo de Ser através de um dos oxigênios do grupamento carboxilato do flurbiprofeno contrariamente ao que foi encontrado em pesquisas e descrito anteriormente. Porém, os estudantes participantes dessa pesquisa estavam no início de sua graduação e a disciplina acompanhada não tinha o objetivo de aprofundar o estudo de fármacos e sua atuação

específica. Desse modo, essas respostas foram tidas como corretas por demonstrarem apropriação na identificação dos tipos de interação.

Na categoria L são encontradas nove respostas que identificaram e representaram três interações corretamente. De modo geral, nessas respostas houve dificuldade em representar a ligação de hidrogênio com o resíduo Ser e os alunos deixaram este resíduo próximo do grupo $-CH_3$ indicando a ação de interações do tipo dipolo – dipolo induzido. Outras duas respostas mencionaram a ocorrência de interações íon-dipolo entre Arg e flurbiprofeno.

Quadro 32 - Categorização das interações identificadas e representações do flurbiprofeno no sítio da PGHS.

Categorias	Exemplos
K) Representação e identificação correta das interações envolvidas (18 / 34%)	(A2) (A14)
L) Representação e identificação correta de 3 interações envolvidas (09 / 17%)	(A26) (A39)

Continua

M) O flurbiprofeno não está ionizado ou a ionização está incorreta, mas ocorre representação e identificação correta de pelo menos duas interações (08 / 15%)

(A18)

(A38)

N) As interações com os aminoácidos não são simultâneas. (05 / 9%)

(Recorte do A33)

Continua

O) Ocorre ligação química entre flurbiprofeno e aminoácidos. (02 / 4%)

(A52)

P) Representação errada. (10 / 19%)

(A51)

(A55)

Em branco (01 / 2%)

Fonte: autoria própria

Conclusão

Na categoria M, oito estudantes não ionizaram o flurbiprofeno ou a fizeram de modo incorreto. Todavia observando as representações nota-se que pelo menos duas interações foram representadas e identificadas corretamente como pode ser visto nos exemplos expostos no quadro 32.

Por outro lado, na categoria N, cinco estudantes não conseguiram representar o flurbiprofeno no sítio da PHGS e fizeram quatro representações independentes uma para cada resíduo de aminoácido. As representações indicaram que as interações com os diferentes resíduos de aminoácidos não são simultâneas, pois acontecem sempre com o grupo carboxilato do flurbiprofeno sugerindo uma dificuldade acerca da ação de distintas interações na mesma molécula.

A ideia de que as interações intermoleculares são ligações químicas se fez presente em duas respostas da categoria O. Nessas os resíduos de aminoácidos foram ligados ao flurbiprofeno e nas anotações dos estudantes foi mencionada a ocorrência de ligações químicas. Essa concepção alternativa já foi encontrada em vários estudos (COOPER; WILLIAMS; UNDERWOOD, 2015; PETERSON; TREAGUST, 1989). O aluno A6 também apresentou essa concepção em uma de suas representações, porém sua resposta foi agrupada na categoria N, descrita anteriormente.

Na última categoria – P, 10 estudantes não conseguiram representar adequadamente o flurbiprofeno no sítio da PHGS por não conseguirem perceber quais os possíveis tipos de interação que ocorrem ou por dificuldades em representar estruturas.

Por fim, considerando a ordem crescente de força das interações foram encontradas 29 respostas corretas, cinco ordens incorretas, nove ordens considerando interações que não acontecem entre os resíduos e o flurbiprofeno, e nove respostas em branco. Destaca-se em valores percentuais que apenas 55% da turma conseguiu prever a ordem corretamente.

QUADRO SÍNTESE – Representações das interações intermoleculares através de desenhos

Após a categorização dos desenhos e explicações dos estudantes as características mais recorrentes nas respostas foram sistematizadas no quadro 33.

Foram considerados 55 estudantes, dos 57 matriculados na disciplina de Química Geral I, para a elaboração do quadro resumo, 45 participaram do teste 1 e 53 participaram do teste 2. Na coluna referente ao número de alunos são indicados os números de alunos diferentes que apresentaram determinada característica.

Quadro 33 - Características mais recorrentes nas respostas dos estudantes envolvendo representações (desenhos) das interações intermoleculares.

DIMENSÕES	Características mais recorrentes nas explicações (Questões 5 e 7)	Número de alunos de um total 55.
Aspectos gerais sobre as interações intermoleculares	Não reconhece que uma molécula pode apresentar diferentes tipos de interações; cada molécula é capaz de fazer um único tipo de interação.	5 (9%)
	Falta de compreensão de que as forças dispersivas de London são universais.	39 (71%)
	Interações intermoleculares confundidas com ligação química.	4 (7%)
	Identifica incorretamente o tipo de interação em diferentes contextos.	23 (42%)
	Uso de esquema classificatório de intensidade de força.	1 (2%)
	Dificuldade com a nomenclatura das interações intermoleculares.	1 (2%)
Generalização da interação do tipo ligação de hidrogênio	A ligação de hidrogênio pode ocorrer com qualquer hidrogênio de uma molécula.	9 (16%)
	Formação de um quadrado na representação.	5 (9%)
	Os hidrogênios interagem em dois sítios diferentes ao mesmo tempo.	5 (9%)
	Os dois hidrogênios de uma molécula de água interagem com um único oxigênio.	5 (9%)
	Dois oxigênios interagindo.	1 (2%)
Representação gráfica	Dificuldade em representar graficamente interações em diferentes sistemas.	16 (29%)
	Não reconhece a existência de interações intermoleculares.	1 (2%)

Fonte: autoria própria

Destaca-se o baixo percentual de alunos presentes na característica 'não reconhecem que uma molécula pode interagir através de diferentes interações'. Tal fato pode ter ocorrido devido ao tipo de solicitação feita aos estudantes nas duas questões em análise. Na questão 5, os estudantes não tinham nenhuma imagem associada a tarefa, deveriam por conta própria indicar as interações envolvidas em sistemas formados por água e etanol; nesses casos, tem-se 39 (87%) alunos que não reconheceram que uma molécula pode interagir através de diferentes tipos de interações intermoleculares. Por outro lado, na questão 7, momento em que foi fornecido uma imagem aos estudantes, ao solicitarem que desenhassem o flurbiprofeno inserido no sítio apresentado com quatro resíduos de aminoácidos explícitos, apenas cinco (9%) estudantes não reconheceram as diferentes interações simultâneas.

Além do tipo de solicitação, o modo diversificado de representar as interações nos diferentes sistemas pode estar agregado a maneira em que os exemplos foram usados em sala de aula. De modo geral, na apresentação de moléculas mais simples, como água e etanol, foi enfatizado um único tipo de interação envolvido no sistema. De outro ponto de vista, na exposição de macromoléculas biológicas como o DNA, foi relatado a presença de vários tipos de interações intermoleculares. Dessa maneira, pode ter ocorrido a associação de que moléculas pequenas só podem interagir através de um único tipo de interação porque possuem um volume molecular menor e as moléculas maiores podem interagir de diferentes maneiras porque o volume molecular é maior.

Também chama a atenção ao observar o quadro 33 que 29% dos estudantes têm dificuldade em representar um sistema expondo as interações intermoleculares. Muitos têm dificuldade em organizar as moléculas e átomos envolvidos nas interações demonstrando uma falta de domínio de noções espaciais. Através dos desenhos é possível verificar a compreensão das interações intermoleculares em nível microscópico; nesse sentido, alguns estudantes (9 / 16%), de modo equivocado, representaram as ligações de hidrogênio acontecendo com qualquer hidrogênio da cadeia carbônica, ou representaram interações errôneas envolvendo átomos de hidrogênio (10 / 18%).

A formação da figura geométrica quadrado também foi encontrada nas representações (5 / 9%). Estrutura semelhante pode ser localizada em um dos exemplos apresentado no trabalho de Cooper, Williams e Underwood (2015), ao

solicitarem que estudantes desenhasssem as ligações de hidrogênio que ocorrem entre moléculas de etanol. O objetivo do trabalho era verificar se os alunos compreenderam a localização das interações intermoleculares (entre moléculas), entretanto os detalhes de como as representações foram projetadas no papel não foram analisados. A presença dessas estruturas em dois contextos bem distintos pode indicar um modo de pensamento dos estudantes.

Ainda no trabalho de Cooper, Williams e Underwood (2015) concluiu-se que a maioria dos estudantes investigados confundiram as interações intermoleculares com as ligações químicas, fato que só pôde ser constatado através da observação dos desenhos. Esta conclusão não pode ser estendida a presente pesquisa, pois apenas em quatro (7%) representações foi verificada a confusão entre interações intra e intermoleculares.

7.5 Considerações sobre as principais características das explicações dos estudantes

A partir dos resultados obtidos observou-se que os estudantes ainda tem dificuldade em usar e identificar corretamente as interações intermoleculares. No total foram listadas 29 características¹¹ recorrentes nas explicações considerando os quatro contextos de análise: noções gerais, mudanças de estado físico, solubilidade e representações através de desenhos. Nessas características estão presentes dificuldades e concepções equivocadas dos estudantes sobre o tema de interesse. Do total, destacam-se nove por terem sido encontradas em mais de um contexto como pode ser visto no quadro 34.

A característica mais presente nas respostas dos estudantes foi a falta de compreensão de que as forças dispersivas de London são universais refletindo a abordagem dos materiais didáticos e das aulas do curso de Química Geral I. Como já apresentado na discussão do quadro 20 (p. 164), nos materiais não há ênfase que essas interações são universais, mas sim que moléculas polares interagem através de interações dipolo–dipolo e moléculas apolares por meio de forças dispersivas de

---

¹¹ Um quadro completo com as 29 características pode ser observado no apêndice G.

London. Essa concepção também acabou levando a característica: cada molécula é capaz de fazer um único tipo de interação.

De modo geral, as forças dispersivas de London foram consideradas nas explicações sempre com menos importância do que as interações dipolo–dipolo. Tal fato pode ter origem na ideia de que a intensidade da força que define a sua importância, ou seja, interações mais fortes vão ser mais efetivas considerando um esquema estancado e crescente de intensidade de força (forças dispersivas de London, dipolo–dipolo e ligações de hidrogênio). Desconsiderando que em sistemas químicos vários tipos de interações intermoleculares podem estar envolvidos e a estrutura molecular também vai influenciar nessas interações.

Quadro 34 - Quadro resumo com as principais características das explicações considerando os contextos: noções gerais, mudanças de estado físico, solubilidade e representações através de desenhos

DIMENSÕES	Características mais recorrentes nas explicações.	CONTEXTOS			
		Noções gerais	Mudanças de estados físicos	Solubilidade	Representações através de desenhos
Aspectos gerais sobre as interações intermoleculares	Falta de compreensão de que as forças dispersivas de London são universais.	23 (51%)	37 (82%)		39 (71%)
	Indiferenciação entre interações intra e intermoleculares.	8 (18%)	13 (29%)		4 (7%)
	Não reconhece que uma molécula pode apresentar diferentes tipos de interações; cada molécula é capaz de fazer um único tipo de interação.	23 (51%)	39 (87%)		5 (9%)
	Dificuldade com a nomenclatura das interações intermoleculares.	4 (9%)			1 (2%)
	Não usa os conceitos de polarizabilidade ou deformação da nuvem eletrônica nas explicações.		29 (64%)	30 (56%)	
	Identifica incorretamente o tipo de interação em diferentes contextos.		22 (49%)	25 (45%)	23 (42%)
	Uso de esquema classificatório de intensidade de força.		5 (11%)		1 (2%)
	Determina incorretamente a polaridade das moléculas.	1 (2%)		14 (25%)	
Representação gráfica	Dificuldade em representar graficamente interações em diferentes sistemas.			13 (24%)	16 (29%)

Fonte: autoria própria.

Relacionada às forças dispersivas de London destaca-se também a não utilização da propriedade molecular polarizabilidade, propriedade fundamental para a compreensão da formação dos momentos de dipolo induzidos. Nas explicações em que era necessário comentar sobre a polarizabilidade e a sua influência nas interações intermoleculares a maioria dos estudantes não o fizeram indicando que essa propriedade ainda não tinha sido compreendida. Corroborando com o mencionado, em algumas respostas observou-se o não reconhecimento da relação entre polarizabilidade e volume molecular. Além da propriedade polarizabilidade, em alguns momentos, a polaridade também foi usada de modo equivocado.

Também chama atenção as porcentagens relacionadas à identificação incorreta dos tipos de interações presentes nos sistemas. Em média 45% dos estudantes não conseguiram realizar essa identificação nos diferentes contextos talvez porque tenham assimilado os diferentes tipos de interações intermoleculares como dados na perspectiva de aprendizagem apresentada por Pozo e Crespo (2009) e não tenham compreendido de fato a natureza dessas interações. Com uma abrangência menor tem-se a indiferenciação entre as ligações químicas e as interações intermoleculares sugerindo que alguns estudantes ainda confundem esses conceitos. A nomenclatura das interações intermoleculares também foi confundida tendo em vista os vários nomes que podem designar uma interação ou a similaridade entre os mesmos.

Por fim, observa-se no quadro 34 que os estudantes apresentaram dificuldades em representar as interações intermoleculares através de desenhos, principalmente na estruturação das moléculas envolvidas de modo a realçar as interações.

CAPÍTULO 8

IMPLICAÇÕES E SUGESTÕES PARA O ENSINO E O APRENDIZADO

Diante das várias análises envolvendo os livros didáticos, as aulas do tema e as explicações dos estudantes, e os resultados sumarizados em quadros mostrando as principais dificuldades e concepções dos estudantes e também retomando reflexões feitas sobre os materiais educativos foram elencados os pontos mais frágeis ou críticos da abordagem e compreensão do tema interações intermoleculares em um curso introdutório de química geral. Pontos estes que podem ser enfatizados após o conhecimento de sua existência. Não sendo exaustivo no sentido de querer resolver tudo, mas até apontando aspectos que devem ser problematizados e aprofundados em pesquisas futuras, fazem-se aqui algumas sugestões para se levar em conta nos processos de ensino e aprendizagem desse tema.

As implicações e sugestões expostas a seguir justificam a tese defendida na presente pesquisa situada no repensar a forma como os alunos entram em contato com o tema, seja no tempo destinado ao ensino do mesmo, a ordem ou os momentos em que os conteúdos são apresentados e o enfoque dado aos conceitos envolvidos. Isso pode levar a mudanças na apresentação dos livros didáticos, nas aulas de um curso de química geral ou até mesmo uma reorganização curricular. De antemão destaca-se que a abordagem do tema não pode se restringir apenas à apresentação dos diferentes tipos de interações intermoleculares, o que pode levar a um aprendizado restrito de uma coleção de fatos e dados em detrimento de uma compreensão conceitual mais profunda, que permita estabelecer conexões entre os diferentes conceitos implicados no tema (POZO; CRESPO, 2009).

A amplitude e complexidade do tema indicadas na análise dos livros didáticos, levam à reflexão de que o mesmo requer um tempo maior destinado ao seu ensino e até mesmo uma apresentação diferenciada da encontrada nas aulas acompanhadas e nos livros didáticos; nas análises ficou claro que o tema foi estruturado em uma ordem classificatória. As características mencionadas sobre o tema e as ideias centrais que precisam ser abordadas levam a reflexão sobre a necessidade de outro momento, além da química geral para a sua abordagem. Sendo necessário repensar o currículo no sentido da retomada desse tema em outra disciplina, como por exemplo, na área da físico-química.

Nos livros didáticos a exposição do tema poderia ocorrer a partir da estrutura molecular e propriedades moleculares destacando a sua importância dentro do conhecimento químico. Deixando de lado a organização classificatória, moléculas

polares interagem por determinados tipos de interações e apolares por outros tipos; abandonando também a ordem de apresentação da interação mais forte para a mais fraca. A temática de interesse não é considerada central na abordagem dos livros didáticos nem em pesquisas realizadas na área de ensino de química; na breve revisão de literatura feita ficou explícito que as interações intermoleculares são frequentemente estudadas como um subtópico das ligações químicas. São encontrados pouquíssimos trabalhos em que se analisam exclusivamente as interações intermoleculares. Nos livros didáticos as interações intermoleculares também acabam sendo um subtópico associado aos sólidos e líquidos.

É válido comentar que o objetivo aqui não é definir uma ordem para a abordagem do tema interações intermoleculares, mas ressaltar ideias fundamentais que precisam ser levadas em conta nos processos de ensino e aprendizagem. A seguir essas ideias essenciais para a compreensão das interações intermoleculares serão detalhadas.

Para o entendimento das interações intermoleculares é necessária a compreensão da estrutura molecular.

Um ponto fundamental para o entendimento das interações intermoleculares diz respeito à compreensão da definição de molécula e sua estrutura. Alguns estudantes fazem confusão entre tamanho do átomo e da molécula indicando que ainda olham os átomos individualmente nas moléculas. Não construíram a ideia de uma nova entidade, molécula, que é sim resultado da ligação de átomos, mas não é simplesmente uma soma destas partes (átomos). Além disso, não usam as propriedades moleculares e conceitos envolvidos, tais como: nuvem eletrônica, densidade de carga, polaridade e polarizabilidade nas explicações dos fenômenos analisados neste trabalho.

Considera-se que os alunos só vão compreender as interações intermoleculares a partir do momento que tiverem elaborado um modelo mais completo de molécula de modo a interpretar essas interações relacionando a geometria e as propriedades moleculares envolvidas. Acredita-se que discussões envolvendo mapas de densidade eletrônica durante as aulas podem facilitar a construção de modelos para as moléculas e auxiliar o entendimento da estrutura molecular, mas são necessárias pesquisas para verificar o quanto essas

representações influenciam ou facilitam a compreensão dos alunos. Alguns mapas de densidade eletrônica são apresentados no livro dos autores Atkins e Jones (2012) e foram mencionadas no item referente a análise dessa obra; durante as aulas essas representações não foram tratadas.

A compreensão das interações intermoleculares requer o entendimento e uso das propriedades moleculares polarizabilidade e polaridade nas explicações.

De modo geral notou-se que os estudantes têm dificuldade em correlacionar propriedades físicas – macroscópicas, com propriedades moleculares – microscópicas, como polarizabilidade e polaridade. Normalmente são feitas classificações generalistas como a interação dipolo-dipolo é mais intensa que as forças dispersivas de London sem reflexão sobre o que realmente justificaria os dados apresentados. Nesse sentido, os alunos precisam se envolver em atividades que solicitem correlações entre as interações intermoleculares, as propriedades moleculares e os dados expostos buscando uma interpretação qualitativa dos fenômenos.

Especificamente a palavra e o conceito a que se refere – polarizabilidade – não foi devidamente internalizada pelos alunos. No questionário pós-instrução nas questões relacionadas as mudanças de estado físico 29 (64%)¹² alunos não usaram os conceitos de polarizabilidade ou deformação da nuvem eletrônica em justificativas que envolviam esses conceitos; nas questões relacionadas ao fenômeno da solubilidade 30 (56%) alunos também não fizeram uso desses conceitos nas explicações. No questionário pós-aula II alguns alunos (6 / 13%) empregaram o conceito de polarizabilidade de modo incorreto, não compreenderam que se trata de uma propriedade molecular. O processo de deformação da nuvem eletrônica também foi indicado como ponto obscuro por quatro (9%) alunos no questionário pós-aula II.

Os alunos usam outras palavras ou conceitos como: volume, tamanho e massa, ao invés de polarizabilidade. O pensamento dos alunos ainda se apoia nessas palavras de senso comum que estão mais presentes no cotidiano desses sujeitos. Polarizabilidade é um conceito científico que não faz parte da estrutura conceitual de alunos ingressantes de um curso de química, porém precisa ser apropriado por esses

---

¹² As porcentagens apresentadas foram calculadas de acordo com o número de estudantes que responderam cada questionário.

alunos para uma compreensão mais completa da estrutura molecular e suas correlações com as propriedades dos materiais. Realçando que não se trata de um conceito de fácil compreensão pelos estudantes como já apontado no estudo de Jasien (2008). Deste modo a sua abordagem deve ser enfática nos cursos introdutórios de química geral através da discussão de vários exemplos. Os alunos precisam entender que o conceito de polarizabilidade está relacionado a nuvem eletrônica da molécula, ou seja, sua distribuição de elétrons. E considerar que a nuvem eletrônica não é estática, pode ser distorcida ou flutuar.

Recorrendo as transcrições das aulas pode-se verificar que o docente, na primeira aula do tema, expôs a propriedade molecular polarizabilidade durante explicações sobre as forças de dispersão de London definindo-a como a facilidade com a qual a nuvem de elétrons pode ser deformada. Antes de abordar a definição de polarizabilidade o docente já estava apresentando ideias envolvendo a deformação da nuvem eletrônica ao recordar função de distribuição radial e probabilidades relacionadas a localização dos elétrons. O docente levou um exemplo para discutir especificamente a dependência que as forças de dispersão de London tem com a polarizabilidade:

vamos pegar esta série e a gente vai entender o que é polarizabilidade. A temperatura ambiente, flúor e cloro são gases, bromo é líquido e o iodo é um sólido [...].”Então porque que o iodo é um sólido? Porque ele tem forças intermoleculares mais fortes [...]. Porque que a polarizabilidade do iodo é maior do que a do bromo? E é maior do que a do cloro? Então a história é a seguinte, a polarizabilidade não é a facilidade de deformação da nuvem eletrônica. A nuvem eletrônica do iodo, não se encontra mais afastada dos núcleos de iodo na ligação covalente porque o iodo é maior? [...] Então o que é mais fácil você polarizar? Uma nuvem eletrônica que está mais longe dos núcleos ou mais perto dos núcleos? Mais longe, né. Então o iodo tem uma nuvem eletrônica mais flexível. Quando uma molécula de iodo vizinha cria um dipolo- induzido, este dipolo- induzido tem uma ação mais forte na outra nuvem eletrônica. (Fala do professor - transcrição da aula)

Durante a segunda aula as forças de dispersão de London foram revisadas e a definição da propriedade molecular polarizabilidade foi retomada e exposta novamente usando o exemplo da aula anterior. Em seguida, as interações dipolo–dipolo induzido foram descritas e apresentadas através do exemplo da solubilidade do gás oxigênio em água.

Observando um dos materiais didáticos sugeridos no curso, no livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010) a polarizabilidade é mencionada logo após a apresentação da interação dipolo–dipolo induzido como “a extensão com que a nuvem eletrônica de um átomo ou molécula pode ser distorcida para induzir um dipolo depende da polarizabilidade do átomo ou da molécula.” (p.524). Nesse trecho da obra a polarizabilidade é relacionada a massa molecular, quanto maior a massa molecular, maior a nuvem eletrônica e maior a polarizabilidade da molécula. Destaca-se que não foram encontradas referências a propriedade molecular polarizabilidade em outros fragmentos de texto da obra ao se fazer buscas no índice remissivo, sumário e leitura de várias páginas que abordam assuntos relacionados.

No material didático elaborado por Atkins e Jones (2012) a polarizabilidade é inicialmente tratada ao apresentarem correções para o modelo iônico indicando que as ligações iônicas têm algum caráter covalente, no sentido em que:

as cargas positivas de um cátion atraem os elétrons do ânion distorcendo a nuvem eletrônica esférica do ânion. Essa distorção pode ser entendida como uma tendência do par de elétrons se deslocar para a região entre os núcleos e formar uma ligação covalente. As ligações iônicas adquirem progressivamente maior caráter covalente quando a distorção da nuvem eletrônica do ânion aumenta. (p. 78).

Em seguida é feita uma relação entre o volume dos átomos e íons e a polarizabilidade, mostrando que quanto mais volumoso mais polarizável. A propriedade molecular polarizabilidade é retomada ao apresentarem as forças de London. Chamaram a atenção para o modelo de distribuição dos elétrons em uma molécula não polar, ou em um átomo isolado; nesses casos os elétrons parecem estar simetricamente distribuídos, porém em determinados instantes as nuvens de elétrons não são distribuídas uniformemente gerando regiões com cargas parciais. Esses momentos de dipolos instantâneos podem distorcer a nuvem de elétrons de uma molécula vizinha dando origem as interações de London ou dipolo induzido–dipolo induzido. A energia dessas interações é dependente da polarizabilidade das moléculas, definida novamente como a facilidade de deformação das nuvens de elétrons. As interações dipolo–dipolo induzido são abordadas no mesmo tópico das forças de London por serem consideradas fortemente relacionadas.

O conceito de polaridade foi usado com uma frequência maior pelos estudantes tendo em vista que essa propriedade molecular muitas vezes é apresentada desde a educação básica. Entretanto, alguns estudantes não compreenderam a relação entre a polaridade e a estrutura molecular e acabaram aplicando o conceito de modo errado; por exemplo, se restringiram a observar a presença de átomos muito eletronegativos na estrutura da molécula. Fato que aconteceu com 14 (25%) alunos na determinação da polaridade dos perfluorocarbonos, questão da prova envolvendo o fenômeno da solubilidade. No questionário pós-instrução um (2%) aluno também determinou a polaridade de modo incorreto no contexto noções gerais sobre as interações intermoleculares. Um (2%) aluno também fez a determinação errada no questionário pós-instrução II. Ainda no questionário pós-instrução II foi observado que dois (4%) alunos não entenderam a propriedade atômica eletronegatividade, propriedade essa que está relacionada a polaridade. No questionário pós-aula I três (6%) alunos usaram a polaridade como uma propriedade da molécula e não dos átomos.

Durante a primeira aula acompanhada o docente apontou a necessidade de olhar a diferença de eletronegatividade entre os átomos e estabelecer a geometria da molécula para a determinação da polaridade. Essa propriedade molecular foi retomada na disciplina principalmente durante as explicações da interação do tipo dipolo-dipolo e na determinação da polaridade do dióxido de enxofre (SO_2), para isso o docente fez representações na lousa para que os alunos observassem a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos e indicassem a geometria da molécula. Em outros momentos da aula foi perguntado para os alunos se determinada molécula era polar ou apolar, tais como metano, água, ácido sulfídrico, benzeno, gás oxigênio e moléculas diatômicas de iodo, cloro e bromo; mas não foram feitas discussões para a determinação da polaridade e as geometrias não foram mencionadas.

Nos dois livros didáticos analisados no capítulo específico sobre as interações intermoleculares a polaridade foi associada a presença de momento de dipolo permanente e não foi explicitada nenhuma relação com a geometria das moléculas. Mas essa propriedade molecular tem sua definição formal apresentada em Atkins e Jones (2012) no capítulo 3 – forma e estrutura das moléculas (p.101 a 104); nesse trecho é feita uma relação entre a presença de momentos de dipolo permanente e a orientação espacial da molécula. O mesmo é visto no livro de Kotz, Treichel e

Weaver (2010) no capítulo 9 – ligações e estrutura molecular: conceitos fundamentais (p.360 a 365).

É necessário que os estudantes consigam diferenciar as interações intramoleculares e intermoleculares.

As interações intramoleculares (ligações químicas) e as interações intermoleculares podem fazer parte de um contínuo de interações quando se considera que as mesmas têm natureza eletrostática (COOPER, WILLIAMS, UNDERWOOD, 2015; SENDUR, 2014). Entretanto é fundamental que os alunos saibam as diferenças. Por exemplo, quando há rompimento de uma interação intermolecular não ocorre a formação de uma nova substância, mas uma mudança de estado físico. Por outro lado, quando uma ligação química é rompida são formadas novas substâncias com propriedades diferentes.

Vários trabalhos na literatura relatam que os estudantes universitários confundem as ligações químicas e as interações intermoleculares, porém este é um conhecimento mínimo que os alunos precisam dominar após um curso de química geral introdutório como o acompanhado neste trabalho (COOPER, WILLIAMS, UNDERWOOD, 2015). Na literatura internacional os estudos mais recentes têm se preocupado em verificar se os alunos confundem as ligações químicas e as interações intermoleculares (COOPER, WILLIAMS, UNDERWOOD, 2015; SENDUR, 2014; SCHMIDT; KAUFMANN; TREAGUST, 2009). Neste trabalho não houve essa ênfase e a análise dos dados sistematizada sinaliza que essa confusão permeia o pensamento de um grupo pequeno de estudantes.

Em algumas respostas dissertativas ainda tem-se o uso indiscriminado dos termos ligações e interações para se fazer referência a qualquer tipo de interação indicando que as diferenças podem não ter ficado tão claras, por isso continua sendo um aspecto que não pode ser deixado de lado. Não foram feitas diferenciações explícitas dos termos no questionário pós-instrução por oito (18%) alunos no contexto das noções gerais e 13 (29%) alunos nas explicações envolvendo as mudanças de estado físico. Confusões conceituais entre interações intermoleculares e ligações químicas foram observadas em representações de quatro (7%) alunos no questionário pós-instrução e prova. E um (2%) aluno também cometeu o mesmo equívoco no questionário pós-aula I.

Nas introduções dos dois livros didáticos analisados são expostas algumas diferenças entre as ligações químicas e as interações intermoleculares como pode ser visualizado nos mapas conceituais das figuras 8 e 9 (p.70 e 71). Em Kotz, Treichel e Weaver (2010) foram apresentados alguns valores energéticos envolvidos nas ligações químicas e interações intermoleculares; no livro de Atkins e Jones (2012) além de expressar que as forças intermoleculares são forças entre moléculas e as ligações químicas são responsáveis pela união de átomos, os autores expuseram um gráfico com o poço de potencial e explicaram a variação do poço em função da formação de uma ligação química ou não.

Durante a abordagem do tema na disciplina de Química Geral I, logo no começo da primeira aula o docente indicou brevemente que as ligações químicas e interações intermoleculares são distintas ao expor a formação de moléculas no trecho:

Então o que que a gente pode dizer quando você tem a formação de moléculas [...]? Você está estabelecendo algum tipo de interações entre os átomos de tal forma que a gente sabe, a gente já estudou isso, que é a ligação química, de forma que você tem uma nova entidade estável que são as moléculas, [...]. Mas a partir do momento que a gente tem essas novas entidades estáveis aqui, que são as moléculas, será que elas apresentam interações entre si que vão resultar numa série de novas consequências das propriedades dessas moléculas. (Fala do professor - transcrição da aula)

Não houve uma diferenciação explícita, mas este aspecto acabou sendo retomado no fim da apresentação da interação do tipo dipolo-dipolo. Nesse momento o docente chamou atenção para as diferenças energéticas das ligações químicas e das interações do tipo dipolo-dipolo, considerada como a interação intermolecular mais forte. Foi comentado na aula que as “interações iônicas e covalentes são da ordem de 400 KJ/ mol. Enquanto que estas interações dipolo- dipolo são da ordem de 4 KJ/mol” (Transcrição da aula 1 – fala do professor). Desse modo, as interações intermoleculares envolvem valores energéticos bem menores do que as ligações químicas.

A confusão entre ligações químicas e interações intermoleculares pode ser minimizada através de discussões que relacionam as diferenças energéticas envolvidas em ligações químicas e interações intermoleculares. Também sugere-se a abordagem de representações submicroscópicas de sistemas, nas quais, o docente

pode apresentar o rompimento de várias interações e discutir quais as suas consequências. Os alunos também podem ser estimulados a desenhar alguns sistemas e expor suas representações para que as dúvidas sejam sanadas a partir das incoerências dos próprios modelos e representações construídas.

Relações simplistas entre a variação da massa molecular e as mudanças de estado físico precisam ser superadas.

Em várias explicações dos alunos, envolvendo mudanças de estado físico, foram feitas referências as massas moleculares dos compostos analisados. No questionário pós-instrução 13 (29%) alunos fizeram essa relação; no questionário pós-aula I também foram citados sete (15%) pontos obscuros ou dúvidas associadas a extensão em que a massa molecular interfere nas mudanças de estado físico. Os alunos podem estar fazendo uma analogia da mudança de estado físico a uma dada temperatura com a força para fazer um objeto (macroscópico) se movimentar. No caso há uma relação entre energia cinética e massa molecular, mas a relação que precisa ser estabelecida e evidenciada é entre volume molecular (tamanho) e sítios para interação com moléculas vizinhas. Como exemplo, o aluno A22 explicou as diferenças observadas nos pontos de ebulição das moléculas F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 com base nas massas moleculares.

As diferenças de estado físico entre as moléculas compostas por elementos da mesma família pode ser explicada pela massa molecular dos compostos. Cl_2 e F_2 , por possuírem as menores massas moleculares apresentam-se na forma gasosa a temperatura ambiente. Br_2 , por sua vez, é um líquido, pois já possui maior massa molecular. I_2 , o mais pesado, apresenta-se como um sólido. (A22)

Na segunda aula da temática o professor fez uma comparação entre os isômeros pentano e 2,2-dimetilpropano no fim das explicações sobre as forças de dispersão de London chamando atenção para a estrutura das moléculas. Durante as explicações foi mencionado que a possível relação entre massa molecular e energia cinética deve ser evitada como pode ser observado no trecho da transcrição a seguir:

então até agora a gente tava falando de sistema simplesinhos né, moléculas diatômicas, ok. Mas a **forma da molécula** ela também é muito importante pra que a gente possa analisar a extensão dessas

forças de dispersão, então vamos pegar dois isômeros pentano e 2,2-dimetilpropano. Então como eles são isômeros, eles tem a mesma fórmula molecular C_5H_{12} . Só que pentano tem esta **estrutura** aqui oh, uma cadeia linear enquanto que o dimetilpropano ele apresenta dois grupos metilas no carbono central. Então tem o mesmo, a **mesma massa molar**, então do ponto de vista de **energia cinética** levando em consideração a **massa**, este é um parâmetro que a gente não tem que se preocupar não é.

É, o tipo de ligação é a mesma na molécula, não é, só tem ligação carbono hidrogênio [...]. Só que o arranjo de carbono e hidrogênio na molécula é outro tá certo, então a pergunta é qual das duas moléculas apresenta por exemplo maior ponto de ebulição? Essa aqui comprida ou a curvinha? (Fala do professor)

A comprida. (Resposta de um aluno)

A comprida, tá certo. Então se a gente olha aqui pentano a temperatura ambiente é um líquido [...]. Porque o ponto de ebulição é 36° , enquanto que dimetilpropano vira gás a temperatura ambiente, porque o ponto de ebulição dele é 9° [...]. Então aqui se favorece muito mais as interações né, entre as moléculas que é uma **área** maior, enquanto que esta molécula aqui, então ela é mais fechada mais protegida entre aspas. (Fala do professor - transcrição da aula)

Esta exemplificação poderia ter sido mais explorada no sentido de evidenciar a existência de sítios para interação e a relação com o volume molecular. Acredita-se que uma única fala indicando que a ideia relacionada a massa molecular e a energia cinética deve ser evitada não é suficiente para que os alunos deixem de ter esse tipo de pensamento. É necessário ser mais enfático e discutir mais exemplos.

No início da primeira aula acompanhada neste estudo também foi mostrada uma tabela (figura 28, p. 99) interessante para provocar o pensamento dos alunos e questioná-los sobre os aspectos que influenciam nas mudanças de estado físico. Porém pode ter potencializado o desenvolvimento da ideia de que a massa molecular está diretamente ligada a facilidade de movimento. Na tabela foram mostradas três substâncias, metano, água e hidreto de lítio, suas massas molares e estados físicos a temperatura ambiente. As massas molares das três substâncias são bem próximas, entretanto cada uma se encontra em um estado físico diferente. Nesse sentido o professor diz:

Então no primeiro momento o que a gente poderia imaginar essa diferença aqui, se deve essencialmente ao que? A massa molar ou o peso das partículas, porque se você imagina uma substância no estado gás pra ela ter mobilidade, não é? Ela precisa adquirir uma energia cinética e esta energia cinética, uma molécula mais pesada precisa do que, de mais energia externa pra ela adquirir uma mobilidade, tá certo? Mas na verdade, o que que a gente acabou de ver naquele slide anterior, você tem metano e água com aproximadamente, é a mesma massa molar só que um é gás, não é,

e outro, outra molécula, água é líquida em temperatura ambiente e o hidreto de lítio que tem uma massa molar muito menor, oito, praticamente metade da da água é um sólido. Quer dizer, que não é só uma questão de energia pra você aumentar a energia cinética das partículas, tá certo. De forma que elas adquiram uma nova mobilidade. Existe alguma outra coisa que faz com que exista este arranjo, e isto então já mostra pra gente o seguinte, que existe algum tipo de força entre estas partículas de forma que você tenha essas propriedades do estado sólido, estado líquido. (Fala do professor - transcrição da aula)

A ideia de associar a massa molecular à variação da temperatura de ebulição também foi citada nas explicações envolvendo as ligações de hidrogênio. Ao apresentar o gráfico da figura 45 com a variação dos pontos de ebulição de compostos de hidrogênio em função do período da tabela periódica o professor sinaliza que os valores são decorrentes das diferentes massas molares com exceção dos compostos formados por flúor, oxigênio e nitrogênio como pode ser lido no fragmento da transcrição a seguir:

Então o que a gente observa aqui é o seguinte, com exceção aqui do metano, existe uma tendência mais ou menos crescente, linear, do ponto de ebulição em função da **massa molar** de cada composto, a gente observa que pra nitrogênio, flúor e oxigênio, respectivamente, aqui a gente tem pontos de ebulição atípicos, nestes períodos aqui. (Fala do professor - transcrição da aula)

Figura 45 - Gráfico da variação dos pontos de ebulição de compostos de hidrogênio com os elementos das famílias 14 a 17.

Fonte: apresentação de power point® usada nas aulas.

No livro didático Química Geral e Reações Químicas (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010) a mesma relação foi citada ao apresentar um gráfico semelhante com a variação da temperatura de ebulição em função do período da tabela periódica para uma série de compostos de hidrogênio; “geralmente, os pontos de ebulição de compostos relacionados aumentam com a massa molar [...]. Essa tendência é observada nos pontos de ebulição dos compostos de hidrogênio [...]” (p.526). No livro Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente (ATKINS; JONES, 2012) ao apresentarem um gráfico similar chamam atenção que a variação dos pontos de ebulição é decorrente da variação do número de elétrons dos compostos e não da massa molecular.

Historicamente, a variação das massas moleculares era usada para justificar os diferentes pontos de ebulição de sistemas com interações dispersivas de London (JASIEN, 2008). Jasien (2008) ressalta que os livros de química geral mais antigos faziam a associação citada, entretanto, os materiais mais atuais substituem as relações feitas com a massa molecular por relações com a polarizabilidade, uma maneira cientificamente mais correta de interpretar o fenômeno. Na análise feita do livro Química Geral e Reações Químicas (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010) observou-se que a polarizabilidade foi associada a massa molar, ou seja, quanto maior a massa molar maior a nuvem eletrônica e maior a polarizabilidade da molécula.

Nesse sentido, destaca-se que é preciso compreender a relação entre a massa molecular e o volume molecular, que por consequência vai interferir na densidade eletrônica ou distribuição dos elétrons em uma molécula. A densidade eletrônica vai estar diretamente ligada ao tamanho da nuvem eletrônica da molécula e sua distorção ou flutuação é medida pela polarizabilidade.

Compreender que vários tipos de interações intermoleculares podem estar atuando no mesmo sistema.

Compreender a universalidade das forças dispersivas de London.

Os alunos precisam entender a importância aditiva dos diferentes tipos de interações intermoleculares em um mesmo sistema. Não foi ensinado na aula e os livros didáticos analisados também não abordam este aspecto de maneira explícita. A energia de interação entre duas moléculas tem que ser vista como um somatório de várias parcelas sendo cada uma correspondente a um tipo de interação (JASIEN,

2008). Para cada caso uma destas parcelas pode ser mais significativa do que outra. Por exemplo, em moléculas polares têm-se genericamente uma parcela devido as interações dipolo-dipolo e outra relativa as forças de dispersão.

Na análise dos dados percebeu-se que os estudantes não reconhecem que uma molécula pode interagir através de diferentes tipos de interações intermoleculares. Concepção apresentada por 23 (51%) alunos no contexto das noções gerais sobre o tema, 39 (87%) alunos em respostas sobre as mudanças de estado físico e em cinco (9%) representações feitas através de desenhos.

Sugere-se que durante as aulas sejam apresentados vários sistemas e os distintos tipos de interações intermoleculares que podem estar atuando, de modo que os estudantes percebam essas possibilidades. Um instrumento que pode ser usado nas aulas e melhor explorado no livro de Kotz, Treichel e Weaver (2010) diz respeito ao gráfico apresentado no tópico do resumo das forças intermoleculares dessa obra (figura 46). O gráfico de barras também exposto na análise dos livros didáticos mostra algumas moléculas e a contribuição energética das forças dipolo-dipolo, dipolo induzido-dipolo induzido e dipolo-dipolo induzido para cada sistema ressaltando a atuação de várias forças. Inclusive esse gráfico pode auxiliar os alunos a entenderem o exemplo da variação dos pontos de ebulição da série de haletos de hidrogênio comentada. Juntamente com a representação gráfica também pode ser trabalhada a equação da energia potencial total das interações intermoleculares (figura 47). O primeiro termo corresponde as interações do tipo dipolo-dipolo, o segundo as forças de dispersão e o terceiro as forças de atração de indução (GLAZIER; MARANO; EISEN, 2010). Essa equação representa as energias envolvidas nas interações intermoleculares entre duas moléculas idênticas, mas também pode ser aplicada a interações entre moléculas distintas. Uma ideia importante evidenciada na equação diz respeito à natureza aditiva das interações dipolo-dipolo e forças dispersivas de London.

Figura 46 - Gráfico apresentado em Kotz, Treichel e Weaver (2010) no tópico resumo das forças intermoleculares.

Fonte: livro Química Geral I e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 531).

Figura 47. Equação da energia potencial total das interações intermoleculares.

$$U(r) = \frac{-2\mu^4}{3k_B T r^6} + \frac{-3bv_0\alpha^2}{4r^6} + \frac{-2\mu^2\alpha}{r^6}$$

Fonte: GLAZIER; MARANO; EISEN, 2010, p. 1336.

O gráfico e a equação da energia potencial total das interações intermoleculares também podem auxiliar na abordagem da universalidade das forças dispersivas de London, pois deixam claro que esse tipo de interação atua nos distintos sistemas. Na análise dos dados foi observado que os alunos não compreenderam esta ideia, pois não foi ressaltada por 23 (51%) alunos no contexto das noções gerais sobre o tema, 37 (82%) alunos nas questões sobre as mudanças de estado físico e 39 (71%) representações através dos desenhos.

A universalidade das forças de London não foi comentada e trabalhada durante as aulas de Química Geral I. Nos livros didáticos este ponto é apresentado resumidamente e sem ênfase como já apontado na análise desses materiais educativos.

Necessidade de relacionar intensidade e alcance das interações intermoleculares.

Necessidade de saber interpretar os valores de energia típicos das interações intermoleculares.

Normalmente é ensinado nas aulas e apresentado em livros didáticos uma classificação da intensidade das interações intermoleculares, a exemplo, a ligação de hidrogênio é o tipo de interação intermolecular mais forte, seguido pela dipolo–dipolo e finalmente as fracas forças dispersivas (dipolo–dipolo induzido e dipolo induzido–dipolo induzido). Essa ordem pode acabar apoiando pensamentos em que as forças dispersivas de London são sempre menos importantes do que os outros tipos de interações intermoleculares. Na análise dos dados notou-se o uso desse esquema classificatório de intensidade de força por cinco (11%) alunos nas questões sobre as mudanças de estado físico e um (2%) aluno através de sua representação, o que levou a explicações equivocadas nas situações propostas.

Em alguns casos também são expostos nos livros e nas aulas valores de energia típicos justificando a intensidade das interações. No livro de Atkins e Jones (2012) foi exibida uma tabela (figura 48) com as energias típicas de algumas forças interiônicas e intermoleculares, mas a coluna referente a esse dado não foi explicada no texto; o objetivo da tabela dentro da obra é simplesmente mostrar os diferentes tipos de interações que serão discutidas no capítulo. Entretanto, a falta de explicação dos valores e a mesma magnitude (2KJ/mol) apresentada para as interações dipolo–dipolo, dipolo–dipolo induzido e London pode levar ao pensamento que essas interações possuem a mesma intensidade ou o mesmo alcance. No livro de Kotz, Treichel e Weaver não são explícitos valores de energia para os diferentes tipos de interações intermoleculares.

Figura 48 -Tabela com as forças interiônicas e intermoleculares.

Tipo de interação	Energia típica (kJ·mol ⁻¹)	Espécies que interagem
íon-íon	250	somente íons
íon-dipolo	15	íons e moléculas polares
dipolo-dipolo	2	moléculas polares estacionárias
	0,3	moléculas polares em rotação
dipolo-dipolo induzido	2	pelo menos uma molécula deve ser polar
London (dispersão) [†]	2	todos os tipos de moléculas
ligação hidrogênio	20	moléculas que contêm uma ligação N—H, O—H ou F—H; a ligação é um átomo de H compartilhado pelas moléculas

Fonte: livro Princípios de Química – questionando a vida moderna e o meio ambiente (ATKINS; JONES, 2012, p. 172).

Nos slides preparados pelo professor também havia um quadro síntese (figura 49) das interações intermoleculares com valores de energia típicos que acabou não sendo abordado durante as aulas, mas foi contemplado no questionário pós-aula II. Nesse quadro nota-se a indicação de faixas de valores de energia para as interações. Por exemplo, uma interação dipolo-dipolo pode estar na faixa de 5 a 25KJ/mol e uma interação dipolo induzido-dipolo induzido entre 0,05 a 40KJ/mol. Essas diferenças nos valores e a falta de explicações levaram, por exemplo, o aluno A8 a expor a dúvida: “porque uma interação do tipo forças de London pode ser mais intensa do que uma interação dipolo–dipolo”. Os dados apresentados nas tabelas relativos aos valores de energia precisam ser explicados tanto nas aulas quanto nos livros didáticos para que concepções inadequadas ou dúvidas não permaneçam.

Figura 49 - Slide com quadro resumo sobre as interações intermoleculares.

TIPOS DE INTERAÇÕES INTERMOLECULARES			
Tipo de interação		Fatores	E aprox. (kJ/mol)
Íon	Dipolo	Carga Iônica, momento de dipolo	40-600
Dipolo	Dipolo	Momento de dipolo	5-25
Dipolo	Dipolo induzido	Momento de dipolo polarizabilidade	2-10
Dipolo induzido	Dipolo induzido	Polarizabilidade	0,05-40

As energias de ligações covalentes são de 100-400 kJ/mol e as iônicas de várias centenas de kJ/mol.

Fonte: apresentação em power point® usada nas aulas.

Além dos valores de energia envolvidos deve ser abordada explicitamente a relação entre o alcance das interações intermoleculares e a intensidade. Por exemplo, as forças dispersivas de London tem um alcance menor, dependem da distância elevada a sexta potência, o que significa que as moléculas precisam estar mais próximas para que ocorra atração entre as moléculas vizinhas. Por esse motivo, nos livros didáticos e durante as aulas são consideradas interações fracas ou menos intensas. E interações intermoleculares como dipolo-dipolo que tem um alcance maior, dependem da distância elevada ao cubo e atuam a distâncias de separação intermolecular maiores, são classificadas nos livros didáticos e indicadas nas aulas como interações mais fortes ou intensas.

Frequentemente os estudantes não conseguem explicar porque as interações intermoleculares de um sistema são mais intensas do que de outro. Por exemplo, ao comparar sistemas formados por moléculas polares, compostos de hidrogênio formados por elementos dos grupos 14 e 15 da tabela periódica, percebe-se que os compostos do grupo 15 têm pontos de ebulição mais altos do que os observados no grupo 14 mesmo tendo número de elétrons semelhantes (volume molecular semelhante). Este fato não é justificado pela presença das forças dipolo-dipolo inerentemente fortes, mas devido a soma dessas interações com as forças de dispersão existentes (GLAZIER; MARANO; EISEN, 2010). Ideia que pode ser

observada no gráfico comumente usado para explicar as ligações de hidrogênio (figura 45, p. 222), porém a natureza aditiva das interações normalmente é suprimida. Raciocínio semelhante está envolvido na resolução da questão 3 (p. 150) sobre a variação das temperaturas de ebulição dos haletos de hidrogênio; nas explicações para essa questão a maioria dos alunos usou a variação da massa molecular na justificativa. Lembrando que em um mesmo sistema são encontrados vários tipos de interações intermoleculares que contribuem com parcelas em um somatório de energia total da interação. Novamente o caráter aditivo das interações intermoleculares é fundamental para a compreensão do fenômeno e a equação da energia potencial total das interações intermoleculares pode ser explorada.

Para uma compreensão mais completa sobre a intensidade das interações os alunos realmente precisam entender a importância aditiva das interações intermoleculares em um mesmo sistema (JASIEN, 2008). Seja adição no sentido de vários tipos de interações atuando, como no caso dos compostos de hidrogênio ou várias interações do mesmo tipo, a exemplo as diversas interações do tipo ligação de hidrogênio que permitem a formação da dupla fita do DNA. Caso seja considerada apenas a ordem de intensidade citada anteriormente, os alunos podem ser levados a ideias erradas, como os compostos que interagem por ligações de hidrogênio sempre terão os maiores pontos de ebulição. Este fato é verificado quando se observa a variação dos pontos de ebulição de compostos formados por elementos dos grupos 15 a 17 (flúor, oxigênio e nitrogênio) da tabela periódica e o hidrogênio. Porém, essa informação não é válida quando são feitas comparações entre o ponto de ebulição da água e de um composto orgânico de cadeia longa por exemplo. No caso do composto orgânico de cadeia longa tem-se o efeito aditivo das forças dispersivas, ou seja, vários sítios que possibilitam várias interações com as moléculas vizinhas e por consequência a energia de interação entre as duas moléculas será alta. Deste modo a temperatura de ebulição também será alta para fornecer energia suficiente para romper as interações e ocorrer a mudança de estado físico. Dependendo do tamanho da cadeia carbônica será observada uma temperatura de ebulição maior do que a da água.

Um caso que também pode ser debatido envolve o etileno, um gás formado por moléculas pequenas e muito simples, mas este pode ser transformado em polímeros com diferentes propriedades. O etileno tem um pequeno volume molecular e por consequência um número menor de sítios para interagir com as moléculas

vizinhas o que o leva a se apresentar no estado gasoso a temperatura ambiente. Por outro lado, os polímeros que são grandes moléculas originadas pela junção das pequenas moléculas, no caso de etileno, têm volume molecular maior e mais sítios para interação; esses polímeros podem ser desde ceras até sólidos muito rígidos a temperatura ambiente (WAN; GALEMBECK; GALEMBECK, 2001). Quanto maior o volume molecular, mais sítios para interação serão possíveis deixando as moléculas atraídas fortemente. Para que ocorra a mudança de estado físico será necessário fornecer mais energia no sistema.

Em um artigo Jasien (2008) sugere o uso da área da superfície molecular para o entendimento da variação dos pontos de ebulição de compostos orgânicos ao invés da polarizabilidade para interpretar o fenômeno. Segundo o autor, a área de superfície molecular aparenta ser um conceito mais facilmente entendido pelos estudantes pela sua natureza geométrica e não elétrica como a polarizabilidade. A ideia de área de superfície molecular deve ser abordada no sentido da natureza aditiva das interações dispersivas; cada interação por si é fraca porque é de curto alcance, mas quando encontrada em grande número pode levar a uma forte adesão.

Na disciplina de Química Geral I o professor usou a área de superfície molecular em um exemplo abordado na atuação das forças dispersivas de London, comparação feita entre a variação dos pontos de ebulição dos isômeros: propano e 2,2-dimetilpropano já citada. O mesmo exemplo é encontrado em Atkins e Jones (2012) e pode ser visto na análise desse livro na figura 22 (p.82). Esses autores apresentaram mapas de densidade eletrônica para discutir a relação entre a estrutura das moléculas e a intensidade das interações de London. Acredita-se que a ideia de área de superfície molecular pode facilitar o entendimento da natureza aditiva das forças dispersivas de London, mas os alunos precisam construir um modelo de molécula mais completo que considere a noção de volume molecular e polarizabilidade.

As definições para as ligações de hidrogênio não devem ser restritas a presença de átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio.

Nos livros didáticos de química geral analisados e durante as aulas as ligações de hidrogênio foram definidas como interações fortes ou especiais que ocorrem quando um átomo de hidrogênio se encontra entre dois átomos muito

eletronegativos podendo ser flúor (F), oxigênio (O) ou nitrogênio (N). O hidrogênio está ligado covalentemente a um átomo e interage com o outro átomo. Esta definição está correta, porém outros aspectos das ligações de hidrogênio também precisam ser frisados como o caráter direcional que essa interação apresenta e a presença de pelo menos um par de elétrons livres em um dos átomos eletronegativos para se tornar o sítio para a interação. Durante as aulas de Química Geral I e nos livros didáticos analisados foi sinalizado para a necessidade de pares de elétrons livres; nas explicações dos estudantes também há indicações que os mesmos reconhecem a necessidade dos pares de elétrons livres para possibilitar a interação, mas no sentido de um polo negativo que atrai um positivo.

Seria muito interesse acrescentar nos livros didáticos e nas aulas representações evidenciando a presença dos elétrons livres e o caráter direcional, aspectos importantes para o entendimento das interações do tipo ligação de hidrogênio que não são mostrados nas figuras usadas nos livros didáticos e nas aulas. Com exceção, de uma única representação (figura 50 – fragmento A) apresentada na justificativa de um problema envolvendo o ponto de ebulição mais alto do etanol se comparado ao éter dimetílico abordado no livro Química Geral e Reações Químicas (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010). Representações como as apresentadas na figura 50, fragmentos B, C, D e E, também são exemplos de interações do tipo ligação de hidrogênio onde os pares de elétrons livres são exibidos.

Figura 50 - Representações de interações do tipo ligação de hidrogênio realçando os pares de elétrons livres e a direcionalidade. (A) interações entre duas moléculas de etanol; (B) interação entre três moléculas de HF; (C) interação entre três moléculas de NH₃; (D) interação entre duas moléculas de H₂O e uma molécula de NH₃; (E) interação entre três moléculas de metanol.

(A)

(B)

(C)

(D)

(E)

Fonte: (A) Fonte: livro Química Geral e Reações Químicas – vol1 (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 528).

(B, C, D) Fonte: <http://homepage.svendborg-gym.dk/rk/kemi/noter-b/pdf/bindingstyper.pdf>.

(E) Fonte: <http://zeus.qui.ufmg.br/~qgeral/downloads/aulas/aula%2020%20-%20forcas%20intermoleculares.pdf>

A ênfase dada a presença de átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio também pode confundir os estudantes. Nos dados do presente trabalho alguns (13 / 24%) alunos acabaram identificando a presença de ligações de hidrogênio pela simples presença dos átomos citados e não avaliaram, por exemplo, a geometria molecular do composto ao responderem questões sobre o fenômeno da solubilidade. Dessa maneira precisa ficar claro que a presença dos átomos eletronegativos citados é necessária para a observação de ligações de hidrogênio, mas não é exclusiva. Vários compostos podem ter em sua estrutura molecular alguns destes átomos, mas sem ocorrência de ligações de hidrogênio entre suas moléculas.

Recomenda-se também usar contextos diversificados para apresentar as ligações de hidrogênio e não ficar somente exemplificando com um sistema formado

por água. Essa repetição e a falta de uma compreensão mais profunda e ampla da natureza das interações intermoleculares podem levar os estudantes a um pensamento em que qualquer sistema com água vai incidir interações do tipo ligação de hidrogênio; concepção apresentada por 13 (24%) alunos ao explicarem situações envolvendo a solubilidade.

Precisão no uso da linguagem química nas aulas e livros didáticos.

De modo geral os dados do presente trabalho apontaram que os alunos fazem uma incorreta diferenciação conceitual de alguns termos. A química utiliza de muitos conceitos quando fala de diferentes níveis, por exemplo, molar e molecular. Embora a linguagem científica seja, ou procura ser precisa e rigorosa, pois utiliza muitos conceitos compostos: massa molar, massa molecular, elemento químico, substância elementar, substância composta; muitas vezes na fala costuma-se simplificar essa terminologia, como o gás cloro tem massa maior que o gás flúor. Isto pode se tornar uma dificuldade para os alunos em situação de aula ou quando estão aprendendo, pois estes sujeitos estão aprendendo a “falar neste mundo químico e científico”. Espera-se que os professores durante as aulas e ao escrever sejam mais precisos para tentar facilitar o entendimento dessa nova linguagem.

Especificamente ao tema das interações intermoleculares chama atenção a variedade de nomes que essas interações podem ser designadas podendo gerar também algumas confusões conceituais. No quadro 35 são resumidos os vários nomes usados aleatoriamente durante as aulas, nos livros didáticos e nos trabalhos encontrados na literatura.

Quadro 35 - Nomes usados para designar as interações intermoleculares.

Nomes das interações intermoleculares
Interações intermoleculares; Forças intermoleculares; Ligações intermoleculares.
Dipolo- dipolo; Dipolo permanente-dipolo permanente; Forças de Keesom.
Dipolo-dipolo induzido; Dipolo permanente- dipolo induzido; Forças de Debye.
Dipolo induzido-dipolo induzido; Forças de dispersão; Forças dispersivas; Forças de dispersão de London; Forças de London.
Ligação de hidrogênio; Ponte de hidrogênio.

Fonte: autoria própria.

Compreender e interpretar as equações das energias potenciais

Em química trabalha-se com vários modelos abstratos que podem ser traduzidos em equações matemáticas. Essas expressões matemáticas representam de uma forma quantitativa um fenômeno ou sistema e a forma como ocorrem as modificações no mesmo. Para a formulação de uma equação matemática, entendida como um modelo matemático é importante escolher as variáveis mais importantes para o fenômeno em estudo visando a simplificação (SODRÉ, 2007). Porém, Sodré (2007, p.4) chama atenção que “a equação matemática em si não proporciona a própria explicação do modelo, mas simplesmente interpretam as hipóteses de um ponto de vista quantitativo.”

Durante as aulas e nos materiais didáticos parece que a equação é apresentada como forma de justificar ou confirmar os aspectos mais importantes do fenômeno (a força de interação depende diretamente da magnitude e natureza da carga e inversamente da distância). Não ocorre um detalhamento das variáveis

apresentadas e as possíveis consequências com a modificação de alguns valores. Nesse contexto, 30 (62%) alunos nos questionários pós-aula I e II, apontaram dificuldade de interpretar as equações e compreender a natureza da interação ao observá-las. Sugere-se assim que os estudantes precisam ser ensinados a compreender e interpretar uma equação matemática; essa não pode ser apresentada somente com o intuito de confirmar algo.

Os estudantes precisam ser levados a compreensão das relações quantitativas da química sejam as relacionadas ao raciocínio proporcional, como comparar as distâncias intermoleculares ou a correlação, por exemplo, entre a variação do volume molecular de compostos orgânicos e os valores quantitativos das suas propriedades físicas, como a temperatura de ebulição. Essas relações quantitativas, raciocínio proporcional e correlação, foram explicitadas por Pozo e Crespo (2009) como princípios conceituais que os estudantes da educação básica devem compreender, portanto não são novidades para alunos de um curso superior de química. Mas é válido ressaltar que a abordagem dessas relações no contexto do tema interações intermoleculares é novidade para graduandos em química, portanto carecem ser trabalhadas de modo explícito nas aulas.

Talvez seja mais interessante construir primeiramente com os alunos uma compreensão qualitativa das interações intermoleculares envolvendo análise de sistemas e, depois, utilizar a matemática para expressar isto. Deste modo, os diferentes tipos de interação seriam abordados e em um segundo momento todas as equações seriam apresentadas a fim de compará-las; termo diretamente proporcional (carga, momento de dipolo e polarizabilidade) e o termo inversamente proporcional (distância elevada a alguma potência) como apresentado no quadro 36. As equações expostas no quadro 36 foram simplificadas com o intuito de realçar aspectos importantes para o aprendizado do tema, portanto não correspondem as equações matemáticas desenvolvidas pelos cientistas para cada tipo de interação intermolecular. Ao exibir as equações deve-se ter o cuidado de utilizar as mesmas letras/símbolos para representar uma variável, pois os alunos podem visualizar como variáveis distintas.

Quadro 36 - Equações simplificadas da energia potencial para os diferentes tipos de interações intermoleculares atuando em fases condensadas. São realçadas apenas as propriedades moleculares que influenciam cada tipo de interação intermolecular e a sua dependência com a distância.

Representação geral da equação	$U \propto \frac{\text{propriedade molecular}}{\text{distância}^n}$
Tipos de interações intermoleculares	Equações simplificadas
Íon-íon	$U \propto \frac{q_1 q_2}{d^2}$
Íon-dipolo	$U \propto \frac{q_1 \mu_2}{d^2}$
Dipolo-dipolo	$U \propto \frac{\mu_1 \mu_2}{d^3}$
Forças de dispersão de London	$U \propto \frac{\alpha_1 \alpha_2}{d^6}$
Dipolo-dipolo induzido	$U \propto \frac{\mu_1 \alpha_2}{d^6}$
Equação da energia potencial total das interações intermoleculares	$U \propto \frac{q_1 \mu_2}{d^2} + \frac{\mu_1 \mu_2}{d^3} + \frac{\alpha_1 \alpha_2}{d^6} + \frac{\mu_1 \alpha_2}{d^6}$

Fonte: autoria própria

Na última linha do quadro 36 também foi mostrada uma equação simplificada da energia potencial total das interações intermoleculares associando a natureza aditiva das interações com as relações quantitativas. O primeiro termo corresponde as interações do tipo íon-dipolo, o segundo as interações dipolo-dipolo, o terceiro as forças dispersivas de London e o quarto as interações dipolo-dipolo induzido. Por exemplo, considerando um sistema formado por moléculas de amônia (NH_3) têm-se contribuições do segundo, terceiro e quarto termos da equação da energia potencial total; fato que também pode ser verificado no gráfico (figura 46, p.225). Nesse sistema estarão atuando interações do tipo dipolo-dipolo, dipolo-dipolo induzido e dipolo induzido-dipolo induzido.

Conclui-se chamando atenção para a necessidade de romper com o ensino classificatório das interações intermoleculares, pois essa abordagem pode levar os alunos a terminarem um curso introdutório de química geral com um conhecimento restrito do tema, simplesmente classificando o tipo de interação intermolecular presente em cada sistema de acordo com a natureza da polaridade da molécula.

Acredita-se que aprender química não é classificar ou usar regras simplificadoras. No tema das interações intermoleculares sua aprendizagem, mesmo que introdutória, envolve compreender qualitativamente as interações envolvidas nos sistemas no sentido de prever a sua importância aditiva e correlacionar essas interações com as propriedades moleculares para interpretar as propriedades físicas.

Há uma série de ideias centrais, geralmente desconsideradas ou implícitas nas aulas e livros didáticos que precisam ser ressaltadas quanto:

- a uma visão da estrutura molecular considerando os conceitos de nuvem eletrônica, distribuição de cargas, geometria específica e sítios de interações (pares de elétrons no caso das ligações de hidrogênio);
- a implicação desta estrutura molecular na definição de duas propriedades moleculares fundamentais para o entendimento das interações intermoleculares, sendo elas: polaridade, expressa por μ , e polarizabilidade, expressa por α ;
- a natureza universal das interações dispersivas de London;
- a natureza aditiva dos diferentes tipos de interações intermoleculares que exercem papéis distintos em cada sistema.

Para isso sugere-se que a conceituação de molécula, ou seja, a construção de um modelo para a molécula seja desenvolvido ao longo da abordagem do tema interações intermoleculares fazendo uso, por exemplo, de mapas de densidade eletrônica. Podem ser úteis também as equações da energia potencial realçando a dependência com as propriedades moleculares e a distância, e o gráfico (figura 46, p. 225) que representa a atuação dos diferentes tipos de interações intermoleculares.

As ideias apresentadas também precisam ser tratadas com fatos exemplares, problemas e situações que os alunos possam refletir. Os alunos, mesmo universitários, precisam participar e expor as suas resoluções para que as dificuldades ou incoerências sejam reveladas e possam ser sanadas durante o processo de ensino e aprendizagem. Entretanto, muitas vezes as aulas expositivas a que são submetidos na Universidade não contemplam momentos para exhibir as perspectivas dos alunos.

As sugestões e implicações aqui descritas abrem espaço para uma série de novas pesquisas tendo em vista que o tema interações intermoleculares é central no conhecimento químico e várias especificidades relacionadas ao seu ensino e aprendizagem ainda não foram estudadas.

CONCLUSÕES

A presente pesquisa foi orientada pelo objetivo geral de estudar o aprendizado de graduandos em química sobre o tema interações intermoleculares. Para tanto foram feitas análises de como o tema interações intermoleculares é apresentado nos livros didáticos, como ocorre o processo de ensino desse tema numa disciplina de química geral I e quais as concepções dos alunos permeando a tríade da educação proposta por Gowin (MOREIRA, 2006).

A análise dos livros didáticos permitiu mostrar a organização do tema nos materiais educativos, realçando a grande quantidade de conceitos envolvidos, a amplitude e dificuldade do mesmo. Porém, destaca-se que somente no capítulo das fases condensadas o tema é tratado de modo claro e direto. Além disso, os mapas conceituais deixaram explícitos como os conceitos estão relacionados e a centralidade das propriedades moleculares polarizabilidade e polaridade para a compreensão dos diferentes tipos de interações intermoleculares.

O acompanhamento das aulas da disciplina de química geral I e suas análises possibilitaram uma descrição da abordagem do tema e correlações com as concepções dos alunos através da seleção de alguns trechos das transcrições. Observou-se que a abordagem na disciplina e nos livros didáticos segue uma organização classificatória, das interações que envolvem moléculas polares para as interações entre moléculas apolares.

Durante as duas primeiras aulas os alunos responderam questionários que foram construídos baseados na apresentação de power point® usada pelo professor. Este instrumento foi idealizado ao longo desse estudo e tinha o objetivo de representar uma visão sobre o que os alunos compreenderam sobre a aula imediatamente após a instrução. Os dados quantitativos fornecidos pelos questionários indicaram que os alunos já compreendiam e já conheciam previamente os assuntos abordados, ou seja, o tema em si não era propriamente novo para os mesmos; parece que os alunos acabaram entendendo que a abordagem do tema era uma continuidade das ideias já apresentadas ao longo do ensino médio. Nas informações qualitativas, respostas dos alunos explicitando uma síntese do que foi compreendido e os pontos que ficaram obscuros, foram verificados os aspectos não entendidos pelos alunos e algumas confusões conceituais. A maior dificuldade de entendimento apresentada nas aulas diz respeito a interpretação das equações matemáticas, seguido pela falta de

compreensão do gráfico com a variação das temperaturas de ebulição de compostos de hidrogênio. Nas sínteses do que os alunos compreenderam notou-se o uso incorreto dos conceitos: momento de dipolo, polaridade, eletronegatividade e polarizabilidade.

Os dados quantitativos dos questionários pós-aula não explicitaram informações tão relevantes. Por outro lado, as informações qualitativas podem ser utilizadas pelo próprio professor para fazer uma análise da aula logo em seguida da instrução, de modo a auxiliar no planejamento das aulas futuras. Talvez o uso das informações pelo professor estimulem os alunos a responderem de maneira mais completa e fiel o questionário tendo em vista que as respostas servirão de subsídio para a organização das aulas.

Na análise dos questionários pós-instrução e prova divididos nos tópicos: noções gerais sobre as interações intermoleculares, mudanças de estado físico, fenômeno da solubilidade e representações através de desenhos foram encontradas algumas características recorrentes nas explicações dos alunos destacando a dificuldade de reconhecer corretamente os tipos de interações intermoleculares que estão atuando nos sistemas, a falta de compreensão de que as forças de London são universais, o não reconhecimento da atuação de diferentes tipos de interações intermoleculares no mesmo sistema, indiferenciação entre as ligações químicas e as interações intermoleculares, e a dificuldade de representar as interações através de desenhos. Também chama atenção o uso do esquema 'semelhante dissolve semelhante' nas explicações envolvendo solubilidade ao invés do reconhecimento das interações envolvidas.

A partir das distintas análises foi possível elencar no capítulo 8 ideias fundamentais sobre as interações intermoleculares que poderiam permear o ensino e o aprendizado do tema, sendo essas relacionadas:

- o entendimento das interações intermoleculares está atrelado a compreensão da estrutura molecular.
- o entendimento das interações intermoleculares requer a compreensão e uso das propriedades moleculares polarizabilidade e polaridade nas explicações;
- a necessidade de saber diferenciar as interações intramoleculares e intermoleculares;
- a superação das relações simplistas entre a variação da massa molecular e as mudanças de estado físico;

- a compreensão de que vários tipos de interações intermoleculares podem estar atuando no mesmo sistema;
- a compreensão da universalidade das forças dispersivas de London;
- a necessidade de relacionar intensidade e alcance das interações intermoleculares;
- a necessidade de saber interpretar os valores de energia típicos das interações intermoleculares;
- as definições para as ligações de hidrogênio não devem ser restritas a presença de átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio;
- a compreensão e interpretação das equações das energias potenciais.

Nota-se a existência de uma lista relativamente extensa de ideias fundamentais para a compreensão do tema interações intermoleculares, por consequente muitas informações precisam ser detalhadas e exemplificadas, o que realça mais uma vez a dificuldade associada a este tema.

Outras indagações emergem do presente estudo e podem integrar investigações futuras, como:

- 1) As próximas disciplinas do currículo vão abordar estas ideias (quais)? De maneira a sanar dificuldades e problemas apontados?
- 2) Daria para abordar tudo na química geral ou seria necessário outro momento futuro?
- 3) Se necessário outro momento. Quando dentro de um curso de química? Seria em alguma disciplina da área da físico-química? Já destacando que nessa área o tema interações intermoleculares também é apresentado nos livros didáticos no capítulo sobre os líquidos.

Aqui não se propôs responder estas últimas questões mas, enfatizar a necessidade de superar uma abordagem classificatória do ensino do tema interações intermoleculares para um ensino com ênfase na estrutura molecular e propriedades moleculares, procurando construir uma correta e profunda compreensão dos conceitos de geometria molecular, distribuição de cargas da molécula, nuvem eletrônica, polaridade e polarizabilidade, além de noções de como se inter-relacionam ou como dependem um do outro.

Referências

- ANDERSON, R.C. Some reflections on the acquisition of knowledge. **Educational Researcher**, v.10, n.13, p.5-10, 1984.
- ANTUNES, M.T. (org). **Química: Ser Protagonista**. v. 1 e 3. São Paulo: Edições SM, 2013.
- ATKINS, P.W.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5.ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.
- BARDIN, L. **Análise de conteúdo**. Lisboa: Edições 70, 2009.
- BATTLE, G.M.; ALLEN, F.H. Learning about Intermolecular Interactions from the Cambridge Structural Database. **Journal of Chemical Education**, v. 89, p. 38-44, 2012.
- BRANDÃO, C.R.R.; MACHADO, P.F.L.; SUAREZ, P.A.Z. As interações intermoleculares nos óleos vegetais e no biodiesel. In: REUNIÃO ANUAL DA SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA, 32, 2009, Fortaleza. **Anais da 32ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química**, Fortaleza, 2009.
- CARMO, M.P.; MARCONDES, M.E.R. Abordando Soluções em Sala de Aula – uma Experiência de Ensino a partir das Idéias dos Alunos. **Química Nova na Escola**, n.28, p. 37-41, 2008.
- CARVALHO, A.M.P. Uma metodologia de pesquisa para estudar os processos de ensino e aprendizagem em salas de aula. In: SANTOS, F. M. T.; GRECA, I. M. **A pesquisa em ensino de ciências no Brasil e suas metodologias**. 2ª ed. Ijuí: Unijuí, 2011. p. 13 – 47.
- CLARIANA, R.B. Deriving individual and group knowledge structure from network graphs and from essays. In: IFENTHALER, D. et al. (eds.), **Computer-Based Diagnostics and Systematic Analysis of Knowledge**, 2010, p. 117 – 130.
- COLL, R.K.; TAYLOR, N. Alternative conceptions of chemical bonding held by upper secondary and tertiary students. **Research in Science and Technological Education**, 19, p. 171–191, 2001.
- COOPER, M.M.; WILLIAMS, L.C.; UNDERWOOD, S.M. Student understanding of Intermolecular Forces: a multimodal study. **Journal of Chemical Education**, v. 92, p. 1288-1298, 2015.
- CURI, D. Polímeros e interações intermoleculares. **Química Nova na Escola**, n.23, p.19-22, 2006.
- ECHEVERRÍA, A.R. Como os estudantes concebem a formação de soluções. **Química Nova na Escola**, n.3, p.15-18, 1996.

FRACETO, L.F.; LIMA, S.L.T. Aplicação de cromatografia em papel na separação de corantes em pastilhas de chocolate. **Química Nova na Escola**, n.18, p.46-48, 2003.

FERNANDEZ, C.; MARCONDES, M.E.R. Concepções dos estudantes sobre ligação química. **Química Nova na Escola**, n. 24, p. 20-24, 2006.

FIORUCCI, A.R.; FILHO, E.B. A importância do oxigênio dissolvido em ecossistemas aquáticos. **Química Nova na Escola**, n.22, p.10-16, 2005.

FONSECA, M.R.M. **Química** – v. 1 e 3. São Paulo: Ática, 2013.

FRAGA, C.A.M. Razões da atividade biológica: interações micro e biomacromoléculas. **Cadernos temáticos de Química Nova na Escola**, n.3, p.33-42, 2001.

FRANCISCO-JÚNIOR, W.E. Uma Abordagem Problematicadora para o Ensino de Interações Intermoleculares e conceitos afins. **Química Nova na Escola**, n.29, p.20-23, 2008.

GALAGOVSKY, L.; DI GIACOMO, M.A.; CASTELO, V. Modelos vs. dibujos: el caso de la enseñanza de las fuerzas intermoleculares. **Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias**, v.8, n.1, p. 1-22, 2009.

GLAZIER, S.; MARANO, N.; EISEN, L.A Closer Look at Trends in Boiling Points of Hydrides: Using an Inquiry-Based Approach To Teach Intermolecular Forces of Attraction. **Journal of Chemical Education**, v.87, n.12, p.1336-1341, 2010.

JASIEN, P.G. Helping Students Assess the Relative Importance of Different Intermolecular Interactions. **Journal of Chemical Education**, v. 85 n. 9, p. 1222-1225, 2008.

JUNQUEIRA, M.M. **Transformando textos em mapas cognitivos: desenvolvimento e um exemplo de aplicação**. (2013). Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências – modalidade química). Universidade de São Paulo, São Paulo, 2013.

JUSTI, R.S. A afinidade entre as substâncias pode explicar as reações químicas. **Química Nova na Escola**, n.7, p.26-29, 1998.

KOTZ, J.C.; TREICHEL, P.M.; WEAVER, G.C. **Química Geral e Reações Químicas** - vol. 1 e 2. 6ª ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010.

LAGES, A.S. et al. Inibidores seletivos de prostaglandina endoperóxido sintase-2 (PGHS-2): nova estratégia para o tratamento da inflamação. **Química nova**, v.21, n.6, p. 761-771, 1998.

LEMES, A.F.G.; SOUZA, K.A.F.D.; CARDOSO, A.A. Representações para o Processo de Dissolução em Livros Didáticos de Química: o Caso do PNLEM. **Química Nova na Escola**, v.32, n.3, p.184-190, 2010.

LOPES, A.R.C. A concepção de fenômeno no Ensino de Química brasileiro através dos livros didáticos. **Química Nova**, v.17, n.4, p.334-338, 1994.

LÜDKE, M.; ANDRÉ, M.E.D.A. **Pesquisa em Educação: Abordagens qualitativas**. 8ª reimp. São Paulo: EPU, 2004.

LUXFORD, C.J.; HOLME, T.A. What do conceptual holes in assessment say about the topics we teach in general chemistry? **Journal of Chemical Education**, v. 92, p. 993 – 1002, 2015.

MAIA, P.F.; JUSTI, R. “Por que a cola cola?”: conhecimentos prévios empregados por estudantes na elaboração de modelos para interações intermoleculares. In: REUNIÃO DA SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA, 33, 2010, Águas de Lindóia. **Anais da 33ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química, Águas de Lindóia**, 2010.

MARTINS, C.R.; LOPES, W.A.; ANDRADE, J.B. Solubilidade das substâncias orgânicas. **Química Nova**, v.36, n. 8, p. 1248-1255, 2013.

MELO, N.M.C.O.; REGIANI, A.M. Forças intermoleculares: concepções de alunos do ensino médio e da licenciatura em química. In: REUNIÃO DA SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA, 34, 2011, Florianópolis. **Anais da 34ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química**, 2011.

MOREIRA, M.A. Conceptos en la educación científica: ignorados y subestimados. **Curriculum**. n. 21, p. 9-26, 2008.

MOREIRA, M.A. **A teoria da aprendizagem significativa e sua implementação em sala de aula**. Brasília: Editora Universidade de Brasília, 2006. 186 p.

MORTIMER, E.F. Construtivismo, mudança conceitual e ensino de ciências: para onde vamos? **Investigações em Ensino de Ciências**, v1, n1, p.20-39, 1996.

NOVAK, J.D.; GOWIN, D.B. **Learning how to learn**. Nova Iorque: Cambridge University Press, 1984. 199 p.

PAPPA, E.T.; TSAPARLIS, G. Evaluation of questions in general chemistry textbooks according to the form of the questions and the Question-Answer Relationship (QAR): the case of intra- and intermolecular chemical bonding. **Chemistry Education Research and Practice**, v.12, p. 262-270, 2011.

PECKHAM, G.D.; McNAUGHT, I.J. Teaching Intermolecular Forces to first-year undergraduate students. **Journal of Chemical Education**, v. 89, p. 955-957, 2012.

PEREIRA, A.S. **Uma proposta teórica-experimental de sequência didática sobre interações intermoleculares no ensino de química, utilizando variações do teste da adulteração da gasolina e corantes de urucum**. 2010. Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências) - Centro de Ciências Exatas e Tecnologia, Fundação Universidade Federal de Mato Grosso do Sul, Campo Grande, 2010.

PETERSON, R.F. Tertiary students understanding of covalent bonding and structure concepts. **Australian Journal of Chemical Education**, p. 11–15, 1993.

PETERSON, R.; TREAGUST, D.F. Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding and structure. **Journal of Chemical Education**, 66, p. 459–460, 1989.

POZO, J.I.; CRESPO, M.A.G. **Aprendizagem e o ensino de ciências**. São Paulo: Editora Artmed. 5ª Edição. 2009.

REIS, A.S. **Ligações hidrogênio no cotidiano – uma contribuição para o ensino de química**. 2008. Dissertação (Mestrado em Química) – Instituto de Química, Universidade Estadual de Campinas, Campinas, 2008.

ROCHA, W.R. Interações Intermoleculares. **Cadernos temáticos de Química Nova na Escola**. n.4, Maio, p. 31 – 36, 2001.

RODRIGUES, S.B.V.; DA-SILVA, D.C.; QUADROS, A.L. O ensino superior de química: reflexões a partir de conceitos básicos para a química orgânica. **Química Nova**. v. 34, n. 10, p. 1840 - 1845, 2011.

SCHMIDT, H.J.; KAUFMANN, B.; TREAGUST, D.F. Students' understanding of boiling points and intermolecular forces. **Chemistry Education Research and Practice**, v.10, p.265-272, 2009.

SENDUR, G. Are creative comparisons developed by prospective chemistry teachers' evidence of their conceptual understanding? The case of inter and intramolecular forces. **Chemistry Education Research and Practice**, v. 15, p. 689 – 719, 2014.

SHAVELSON, R.J.; RUIZ-PRIMO, M.A.; WILEY, E.W. Windows into the mind. **Higher Education**. v. 49, p. 413 – 430, 2005.

SILVA, C.S. et al. Questões de Química no Concurso Vestibular da Unesp: Desempenho dos Estudantes e Conceitos Exigidos nas Provas. **Química Nova na Escola**, v.32, n.1, p.14-21, 2010.

SILVA, L.A.; MARTINS, C.R.; ANDRADE, J.B. Por que todos os nitratos são solúveis? **Química Nova**, v. 27, n. 6, p.1016-1020, 2004.

SILVA, P.A. **Mapas e redes conceituais: uma proposta metodológica para a sua construção a partir de textos**. (2012). Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências – modalidade química). Universidade de São Paulo, São Paulo, 2012.

SMITH, K.C.; NAKHLEH, M.B. University students' conceptions of bonding in melting and dissolving phenomena. **Chemistry Education Research and Practice**, v.12, p. 398–408, 2011.

SODRÉ, U. **Modelos matemáticos**. Universidade Estadual de Londrina, Londrina, 2007. Disponível em:
<http://www.uel.br/projetos/matessencial/superior/pdfs/modelos.pdf>, último acesso em 27/06/2017.

TABER, K.S., Development of student understanding: A case study of stability and lability in cognitive structure. **Research in Science and Technological Education**, 13, p. 87–97, 1995.

TARHAN, L. et al. Problem-Based Learning in 9th Grade Chemistry Class: 'Intermolecular Forces'. **Research Science Education**, v. 38, p. 285-300, 2008.

TSAPARLIS, G.; PAPPA, E.T. Types of intra-and intermolecular bonding: the case of general chemistry textbooks. In: **ESERA**, 2011. Disponível em: http://www.esera.org/media/ebook/strand3/ebook-esera2011_TSAPARLIS-03.pdf Último acesso em 28 de outubro de 2015.

WAN, E.; GALEMBECK, E.; GALEMBECK, F. Polímeros sintéticos. **Química Nova – Cadernos temáticos**, n.2, p.5-8, 2001.

APÊNDICES

Apêndice A – questionário pós aula I

Nome: _____ No. USP: _____

Abaixo são apresentados trechos dos slides utilizados nas aulas. Para cada um dos slides responda as questões indicadas.

Substância	Massa Molar (g.mol ⁻¹)	Estado Físico 25°C
CH ₄	16	Gás
H ₂ O	18	Líquido
LiH	8	Sólido

O quanto este assunto é novo para você?
(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?
(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

O quanto este assunto é novo para você?
(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?
(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

NaCl, PF = 800 °C
MgO, PF = 2800 °C

$$F \propto \frac{q^+ q^-}{d^2}$$

O quanto este assunto é novo para você?

(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?

(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

$$F \propto \frac{1}{d^4}$$

δ^+

δ^-

4 kJ.mol⁻¹

O quanto este assunto é novo para você?

(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?

(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

O quanto este assunto é novo para você?
(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?
(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

O quanto este assunto é novo para você?
(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?
(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

Apêndice B – Questionário pós-aula II

Nome: _____ No. USP: _____

O quanto este assunto é novo para você?
(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?
(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

O quanto este assunto é novo para você?
(de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)

1	2	3	4	5

O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula?
(de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)

1	2	3	4	5

Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto.

Tipo de interação		Fatores	E aprox. (kJ/mol)	O quanto este assunto é novo para você? (de 1 = completamente conhecido a 5 = completamente novo)	O quanto deste assunto foi compreendido por você nesta aula? (de 1 = não compreendi a 5 = compreendi perfeitamente)																				
Íon	Dipolo	Carga Iônica, momento de dipolo	40-600	<table><tr><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td></tr><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>	1	2	3	4	5						<table><tr><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td></tr><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>	1	2	3	4	5					
1	2	3	4	5																					
1	2	3	4	5																					
Dipolo	Dipolo	Momento de dipolo	5-25	<table><tr><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td></tr><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>	1	2	3	4	5						<table><tr><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td></tr><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>	1	2	3	4	5					
1	2	3	4	5																					
1	2	3	4	5																					
Dipolo	Dipolo induzido	Momento de dipolo polarizabilidade	2-10																						
Dipolo induzido	Dipolo induzido	Polarizabilidade	0,05-40	Se não foi totalmente compreendido, o que ficou obscuro?																					

Sintetize em poucas palavras o que você compreendeu sobre este assunto

Apêndice C – Questionário pós-instrução

QUESTÕES					OBJETIVOS																
1	Sobre as moléculas de H₂, HCl e NH₃ quais alternativas podem ser consideradas corretas? Explique. a) Somente há interações dispersivas de London entre moléculas de H₂. b) As interações intermoleculares das moléculas de H₂, HCl e NH₃ são mais fortes do que as interações intramoleculares. c) Moléculas de HCl e NH₃ tem interações dispersivas de London juntamente com interações dipolo-dipolo.				Reconhecer o caráter universal das forças dispersivas de London. Diferenciar ligações químicas de interações intermoleculares. Reconhecer ação de diferentes tipos de interação em um mesmo sistema.																
2	Como pode ser visto na tabela abaixo, os pontos de fusão e ebulição para F₂, Cl₂, Br₂, I₂, moléculas compostas de elementos da Família 7A, são diferentes uns dos outros: F₂ e Cl₂ são gasosos, Br₂ é líquido, e I₂ é sólido à temperatura ambiente. Como essas diferenças podem ser explicadas? <table><tr><td>Substância</td><td>F₂</td><td>Cl₂</td><td>Br₂</td><td>I₂</td></tr><tr><td>Ponto de fusão (°C)</td><td>-220</td><td>-101</td><td>-7</td><td>114</td></tr><tr><td>Ponto de Ebulição (°C)</td><td>-188</td><td>-29</td><td>59</td><td>184</td></tr></table>				Substância	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂	Ponto de fusão (°C)	-220	-101	-7	114	Ponto de Ebulição (°C)	-188	-29	59	184	Julgar os dados relativos as temperaturas de fusão e ebulição apresentados em uma tabela. Determinar o tipo de interação que prevalece entre essas moléculas e o principal fator que influencia essa interação para justificar a variação das temperaturas.	
Substância	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂																	
Ponto de fusão (°C)	-220	-101	-7	114																	
Ponto de Ebulição (°C)	-188	-29	59	184																	
3	Os pontos de ebulição do HCl e de HBr são -85 ° C e -67 ° C, respectivamente, enquanto que o do HI é -35 ° C. Assim, os pontos de ebulição dos haletos de hidrogênio aumentam a partir de HCl a HI. Como você pode explicar essa variação usando os dados sistematizados na tabela abaixo? <table><tr><td>Substância</td><td>Eletronegatividade do halogênio</td><td>Momento de dipolo (D)</td><td>Ponto de ebulição (°C)</td></tr><tr><td>HCl</td><td>3,2</td><td>1,07</td><td>-85</td></tr><tr><td>HBr</td><td>3,0</td><td>0,79</td><td>-67</td></tr><tr><td>HI</td><td>2,7</td><td>0,38</td><td>-35</td></tr></table>				Substância	Eletronegatividade do halogênio	Momento de dipolo (D)	Ponto de ebulição (°C)	HCl	3,2	1,07	-85	HBr	3,0	0,79	-67	HI	2,7	0,38	-35	Julgar os dados apresentados em uma tabela para justificar variação das temperaturas de ebulição. Determinar o tipo de interação que prevalece entre essas moléculas e o principal fator que influencia essa interação para justificar a variação das temperaturas. Reconhecer o caráter universal das forças dispersivas de London.
Substância	Eletronegatividade do halogênio	Momento de dipolo (D)	Ponto de ebulição (°C)																		
HCl	3,2	1,07	-85																		
HBr	3,0	0,79	-67																		
HI	2,7	0,38	-35																		

Continua

QUESTÕES							OBJETIVOS
4	Dadas as substâncias puras Ne, CH ₄ , CHCl ₃ e CCl ₄ determine os tipos de interação que ocorrem entre suas moléculas. Utilizando os dados da tabela abaixo como você classificaria, em termos da intensidade das forças intermoleculares, as substâncias puras mencionadas. Explique.						Identificar os tipos de interação que ocorrem entre as moléculas. Colocar as substâncias em ordem considerando a intensidade das interações intermoleculares e explicar.
	Substâncias	pE (°C)	ΔH_{vap} (kJ/mol)	M (g/mol)	μ (D)	α (10 ⁻²⁴ cm ³)	
	neônio Ne	-246,1	1,7	20	0	0,396	
	metano CH ₄	-161,5	8,2	16	0	2,59	
	clorofórmio CHCl ₃	61,17	29,24	50,5	1,04	9,5	
	tetracloreto de carbono CCl ₄	76,8	29,82	153,8	0	11,2	
5	Imagine um sistema formado por água e etanol. a) Elabore um desenho que represente microscopicamente as interações que ocorrem entre moléculas de água (H₂O). Explícite o(s) tipo(s) de interação que ocorre(m). b) Elabore um desenho que represente microscopicamente as interações que ocorrem entre moléculas de etanol (C₂H₅OH). Explícite o(s) tipo(s) de interação que ocorre(m). c) Agora represente microscopicamente através de desenhos o sistema água + etanol. Explícite o(s) tipo(s) de interação que ocorre(m).						Reconhecer as interações envolvidas em cada sistema. Representar as interações envolvidas.
6	O O₂ é uma substância apolar. Em contrapartida sabemos que a água é uma substância polar. Diante deste fato como podemos explicar a solubilidade do gás oxigênio em água? Faça um desenho que represente microscopicamente esse fenômeno.						Identificar o tipo de interação que permite a solubilidade de oxigênio em água. Explicar a solubilidade de um gás (substância apolar) em água (substância polar). Representar as interações envolvidas.

Conclusão

Apêndice D- Questões da prova

	QUESTÕES	OBJETIVOS
7	2.b) O antiinflamatório flurbiprofeno inibe a enzima prostaglandina endoperóxido sintase (PGHS). flurbiprofeno Abaixo é mostrado o sítio da PGHS onde ocorre a interação com flurbiprofeno. Desenhe a molécula de flurbiprofeno inserida neste sítio mostrando como cada um dos resíduos de aminoácidos (Ser= serina; Phe= fenilalanina; Tyr= tirosina; Arg= arginina) contribui na estabilização do antiinflamatório através das interações intermoleculares. Indique o tipo de interação e mostre abaixo a ordem crescente da força de cada uma das interações existentes. Obs: em pH fisiológico o grupo carboxilato do flurbiprofeno se encontra na forma ionizada.	Identificar as interações possíveis entre um fármaco e resíduos de aminoácidos. Reconhecer que uma molécula pode interagir através de diferentes interações intermoleculares. Colocar as interações intermoleculares em ordem de intensidade. Representar as interações envolvidas. <i>Continua</i>

	QUESTÕES	OBJETIVOS
8	3.a) Perfluorocarbonos como a perfluorodecalina e perflubron tem a capacidade de dissolver grandes quantidades de O_2 (40-50mL/100mL) e CO_2 (250mL/100mL) comparativamente à água (O_2: 2,5mL/100mL; CO_2 80mL/100 mL) nas mesmas condições de pressão e temperatura. Devido à solubilidade destes gases nos perfluorocarbonos e graças à sua estabilidade estes compostos são modelos do desenvolvimento do “sangue artificial”. Explique porque O_2 e CO_2 dissolvem em água e porque a solubilidade é maior nos perfluorocarbonos. perfluorodecalina perflubron 3.b) Sob as mesmas condições de temperatura e pressão O_2 deve ser mais solúvel em água ou água salgada (pex: água do mar)? Justifique.	Identificar o tipo de interação que permite a solubilidade de oxigênio em água. Explicar a solubilidade de um gás (substância apolar) em água (substância polar). Comparar com a solubilidade nos perfluorocarbonos e identificar o tipo de interação envolvida. Predizer se o gás oxigênio é mais solúvel em água doce ou salgada e justificar.

Conclusão

Apêndice E- Mapas conceituais dos fragmentos dos livros

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre os gases (ATKINS; JONES, 2012, p. 159-163)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre as propriedades dos líquidos (ATKINS; JONES, 2012, p. 179 – 182)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre a estrutura dos sólidos (ATKINS; JONES, 2012, p. 182 - 188)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre entalpia das mudanças físicas
(ATKINS; JONES, 2012, p. 257 – 261)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre os equilíbrios físicos (ATKINS; JONES, 2012, p. 333 – 351)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre as propriedades dos alcanos (ATKINS; JONES, 2012, p. 743 – 744)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre as funções orgânicas álcool e éter (ATKINS; JONES, 2012, p. 762 – 764)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre química orgânica (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 435 – 436; 454 – 455)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre o comportamento dos gases
(KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 506 – 507)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre as propriedades dos líquidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 532 - 538)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre as propriedades dos líquidos II (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 539 - 541)

Mapa conceitual elaborado para o fragmento sobre a estrutura dos sólidos (KOTZ; TREICHEL; WEAVER, 2010, p. 541 – 553)

Apêndice F – Descrição das aulas

A terceira aula

Na terceira aula sobre as interações intermoleculares foi dada continuidade a apresentação de algumas aplicações, especificamente resinas de troca iônica e as propriedades do estado líquido como resumido no quadro 36. Teve duração aproximada de uma hora e quarenta minutos. No fim dessa aula não foi aplicado o questionário pós-aula, pois a apresentação em *power point*® não foi disponibilizada previamente para a seleção dos principais quadros.

Quadro 37 - Informações sobre a organização e conteúdos abordados na terceira aula.

Objetivo da aula: Apresentar algumas implicações das interações intermoleculares.	
Duração: 1h 39min	
Organização da aula	Descrição
<u>Revisão dos conceitos vistos na última aula.</u> Início: 0min Término: 9min 12s	O docente retomou alguns slides usados na aula anterior para revisar ideias relacionadas as soluções salinas e precipitados coloidais.
<u>Aplicação: resinas de troca iônica</u> Início: 9min 13s Término: 56min 41s	A ideia era demonstrar a técnica que tem como base interações eletrostáticas. A resina é um polímero ligado covalentemente a um cátion ou ânion. E o contra íon é ligado eletrostaticamente. Dessa maneira tem-se um suporte polimérico que pode ter o contra íon trocado. Foi feito um experimento de resina de troca aniônica carregada com cloreto. E foi passada uma solução de NaOH, ocorrendo a troca de íons cloreto por hidroxila. Para verificar a troca dos ânions foram feitas medidas de pH e adição de íons Ag⁺. O experimento não atendeu as expectativas porque a resina não estava carregada com Cl⁻. Para finalizar as explicações sobre resinas o docente apresentou algumas aplicações da técnica e alguns trabalhos do seu grupo de pesquisa relacionados.
<u>Aplicação: estado líquido – tensão superficial</u>	A tensão superficial é originada pela diferença das interações intermoleculares das moléculas no

Início: 56min 42s Término: 01h 02min 14s	interior do líquido e das moléculas da superfície. É como se na superfície tivesse uma teia. Os exemplos usados foram: um clipe e um inseto na água. Foram feitas discussões usando imagens para mostrar o sentido das interações entre as moléculas e enfatizado que todo líquido tende a ter a menor área superficial possível. Fato que também explica a formação das gotas porque a esfera é a forma geométrica com a menor relação área superficial / volume.
<u>Aplicação: estado líquido – molhabilidade</u> Início: 01h 02min 15s Término: 01h 08min 11s	As discussões envolveram a definição de forças coesivas (forças de atração no líquido puro) e forças adesivas (forças entre o líquido e a superfície). Quando há maior intensidade das forças coesivas observa-se a forma esférica. Por outro lado quando há maior intensidade das forças adesivas tem-se o espalhamento do líquido na superfície dando origem a propriedade da molhabilidade. Foi dado como exemplo o material constituinte de uma lente de contato. A lente precisa ficar hidratada portanto é necessário a molhabilidade, ou seja, o uso de um material que tenha afinidade com a água.
<u>Aplicação: estado líquido – capilaridade</u> Início: 01h 08min 12s Término: 01h 13min 31s	Inicia a discussão com imagens de béqueres contendo água e mercúrio e canudos (capilares). Ao sugar essas substâncias se as interações de atração são dominantes existe uma tendência do líquido subir e observa-se um menisco côncavo como na água. No caso do mercúrio dominam interações de natureza repulsiva, portanto observa-se um menisco convexo. A capilaridade também pode acontecer em papel como no experimento da cromatografia de gelatina e tem dependência com a polaridade do soluto.
<u>Aplicação: estado líquido – viscosidade</u> Início: 01h 13min 32s Término: 01h 17min 43s	A viscosidade foi definida como a resistência ao fluxo em um líquido. E alguns valores de viscosidade foram mostrados em uma tabela e discutidos comparativamente. O docente mencionou que não iria discutir essa propriedade porque tem muitos fatores envolvidos.
<u>Aplicação: estado líquido – surfactantes</u>	As moléculas surfactantes (anfifílicas) foram definidas e algumas estruturas foram apresentadas.

Início: 01h 17min 44s Término: 01h 39min	O docente mostra uma imagem com a estrutura formada entre o surfactante e a água e questiona os alunos para aquela organização. Alguns estudantes explicaram usando as ideias de interações intermoleculares. Em seguida mostra que na concentração micelar crítica as moléculas vão se organizar de outra maneira e introduz a ideia de micela. Exemplifica a formação de micelas no uso de detergentes domésticos possibilitando a solubilidade de gorduras. Menciona no fim da aula que os surfactantes também podem ter ação em fármacos com baixa solubilidade, mas irá discutir posteriormente.

Fonte: autoria própria.

A quarta aula

Na última aula foram apresentados exemplos de aplicação das interações intermoleculares nos surfactantes, em sistemas biológicos e algumas relações com a pressão de vapor descritos no quadro 37. A aula teve duração aproximada de duas horas e o questionário pós-aula também não foi aplicado pela falta de disponibilização da apresentação em *power point*® para a elaboração do instrumento.

Quadro 38 - Informações sobre a organização e conteúdos abordados na quarta aula.

Objetivo da aula: Apresentar algumas implicações das interações intermoleculares.	
Duração: parte I: 1h 02min – intervalo – parte 2: 1h 01min	
Organização da aula	Descrição
<u>Revisão dos conceitos vistos na última aula.</u> Início: 0min Término: 29min 20s	Retoma as propriedades dos líquidos abordadas na última aula. Tensão superficial, molhabilidade, capilaridade e surfactantes.
<u>Aplicação: surfactantes e determinação da concentração micelar crítica</u> Início: 29min 21s Término: 42min 43s	O docente apresenta dados de pesquisa do seu grupo para exemplificar a verificação da formação de uma micela e a determinação da concentração micelar crítica.

<u>Aplicação: pressão de vapor de um líquido.</u> Início: 42min 44s Término: 01h 02min	Define pressão de vapor quando ocorre um equilíbrio entre as partículas do líquido e do vapor. As moléculas da superfície do líquido estão menos atraídas e podem se desprender. Quanto menor a força de atração líquido-líquido maior a pressão de vapor, porque a partícula escapa mais facilmente. Exemplifica comparando um sistema com álcool e outro com água. O álcool evapora mais rápido porque as interações são mais fracas. Comenta que ao igualar a pressão de vapor com a pressão atmosférica observa-se a temperatura de ebulição.
Intervalo	
<u>Aplicação: pressão de vapor de um líquido.</u> Início: 0min Término: 07min 54s	Retoma a relação entre a temperatura de ebulição e a pressão externa.
<u>Aplicação: sistemas biológicos – membranas celulares</u> Início: 07min 55s Término: 27min 21s	O docente apresenta uma classificação e define as membranas celulares como estruturas formadas por lipídeos organizados em bi-camadas semelhantemente a micelas. Tem a função de isolar o interior da célula e as cadeias se orientam por interações intermoleculares. Na estrutura das membranas pode-se observar grupos polares na parte interna e externa, além de proteínas e glicolipídeos inseridos originando canais transmembrânicos. Para exemplificar a passagem de substâncias pela membrana foi tomado o transporte de íons K^+ de fora para dentro da célula. Para que o transporte ocorra é necessário a utilização de um canal; inicialmente o íon é solvatado e no meio do caminho é dessolvatado para que passe por uma região mais estreita. A repulsão entre os íons auxilia na movimentação na parte final do canal.
<u>Aplicação: sistemas biológicos – proteínas</u> Início: 07min 55s Término: 27min 21s	As proteínas foram definidas como um sistema biológico formado por uma sequência de aminoácidos unidos por ligação peptídica. Foram apresentadas as estruturas: primária- sequência covalente, secundária- repetição conformacional, e terciária – arranjo tridimensional.

	As conformações hélice – α e folhas – β são estruturadas por ligações de hidrogênio. Na estrutura terciária leva-se em consideração as interações com as cadeias laterais. As principais interações que aparecem são: ligação de hidrogênio, íon-íon, interações hidrofóbicas e de coordenação íon- metálico. Para ilustrar foram apresentadas algumas doenças relacionadas a estrutura das proteínas. Por fim comentou-se sobre a desnaturação de proteínas e a relação com os cabelos lisos e encaracolados.
<u>Aplicação: sistemas biológicos – enzimas</u> Início: 55min 06s Término: 01h 01min	As enzimas foram apresentadas como um grupo específico de proteínas. Foram destacadas as proteases que tem a função de quebrar ligações. Foi apresentada a estrutura da papaína e sua ação para amaciar a carne. Para exemplificar foram apresentados alguns medicamentos e sua ação. Vários medicamentos agem bloqueando sítios enzimáticos através de interações intermoleculares.

Fonte: autoria própria.

Apêndice G – Quadro resumo com as principais características das explicações dos alunos.

DIMENSÕES	Características mais recorrentes nas explicações.	Noções gerais	Mudanças de estados físicos	Representações	Solubilidade
Aspectos gerais sobre as interações intermoleculares	Falta de compreensão de que as forças dispersivas de London são universais.	23 (51%)	37 (82%)	39 (71%)	
	Indiferenciação entre interações intra e intermoleculares.	8 (18%)	13 (29%)		
	Interações intermoleculares confundidas com ligação química.			4 (7%)	
	Não reconhece que uma molécula pode apresentar diferentes tipos de interações; cada molécula é capaz de fazer um único tipo de interação.	23 (51%)	39 (87%)	5 (9%)*	
	Dificuldade com a nomenclatura das interações intermoleculares.	4 (9%)		1 (2%)	
	Necessidade de ‘força externa’ para induzir dipolos.	1 (2%)			
	Interações intermoleculares podem ser mais fortes do que as ligações químicas (principalmente a ligação de hidrogênio).	4 (2%)			
	Não usa os conceitos de polarizabilidade ou deformação da nuvem eletrônica nas explicações.		29 (64%)		30 (56%)
	Não reconhece que a polarizabilidade está relacionada ao volume molecular.		2 (4%)		
	Identifica incorretamente o tipo de interação em diferentes contextos.		22 (49%)	23 (42%)	25 (45%)
	Uso de esquema classificatório de intensidade de força.		5 (11%)	1 (2%)	
	Determina incorretamente a polaridade das moléculas.	1 (2%)			14 (25%)
Mudanças de estado físico	Relaciona a massa molecular (sentido de ‘molécula pesada’) com a propriedade física (facilidade de romper interações intermoleculares).		13 (29%)		
	<i>Continua</i>				

	Na mudança de estado físico ocorre rompimento das ligações químicas.		9 (20%)		
	Não estabelece uma relação adequada entre a intensidade da interação intermolecular e o valor da temperatura de ebulição.		11 (24%)		
	Quanto maior o momento de dipolo, maior a repulsão entre as moléculas vizinhas e menor o ponto de ebulição. A força da ligação química é inversamente proporcional à força da interação intermolecular.		2 (4%)		
Generalização da interação do tipo ligação de hidrogênio	A ligação de hidrogênio pode ocorrer com qualquer hidrogênio de uma molécula.			9 (16%)	
	Formação de um quadrado na representação.			5 (9%)	
	Os hidrogênios interagem em dois sítios diferentes ao mesmo tempo.			5 (9%)	
	Os dois hidrogênios de uma molécula de água interagem com um único oxigênio.			5 (9%)	
	Dois oxigênios interagindo.			1 (2%)	
	Sempre que há H, O, F e N ocorre ligação de hidrogênio.				13 (24%)
	Sempre que há envolvimento de água ocorre ligação de hidrogênio.				13 (24%)
Representação gráfica	Dificuldade em representar graficamente interações em diferentes sistemas.			16 (29%)	13 (24%)
	Não reconhece a existência de interações intermoleculares.			1 (2%)	
Fenômeno da solubilidade	O esquema algorítmico 'semelhante dissolve semelhante' ajusta os dados e dificulta o reconhecimento das possíveis interações.				27 (49%)
	Não usa na explicação as diferentes interações envolvidas no fenômeno (soluto-soluto, solvente – solvente e soluto-solvente)				35 (64%)
	Necessidade de ocorrência de ionização ou dissociação para solubilização em água.				6 (11%)
	Necessidade de ocorrência de reação química para solubilização em água.				3 (5%)

Conclusão