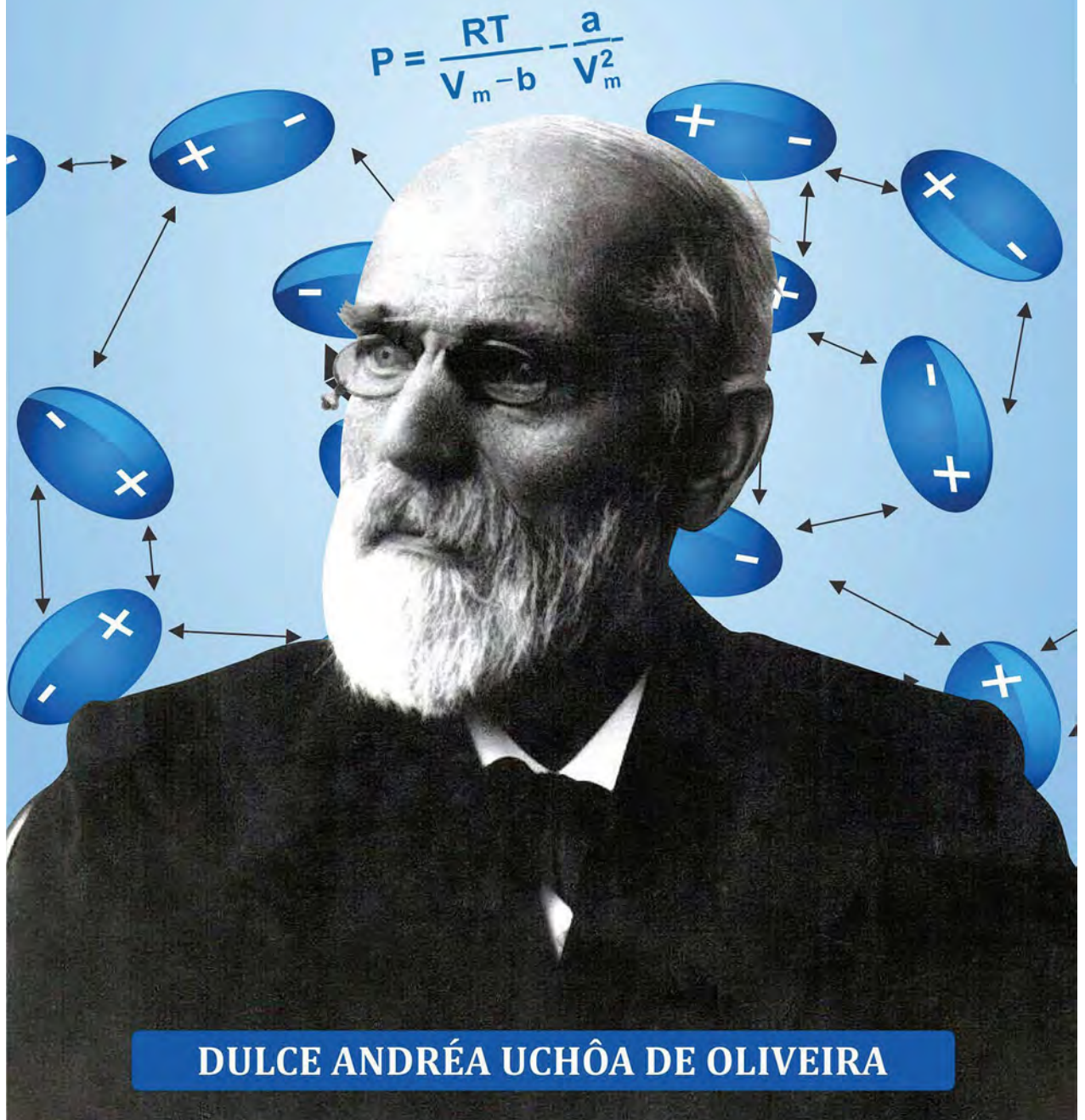


UMA PROPOSTA METODOLÓGICA PARA A INSERÇÃO
DO MODELO DE VAN DER WAALS NO ESTUDO DOS
GASES EM AULAS DE FÍSICA DO ENSINO MÉDIO



DULCE ANDRÉA UCHÔA DE OLIVEIRA

DULCE ANDRÉA UCHÔA DE OLIVEIRA

**UMA PROPOSTA METODOLÓGICA PARA A INSERÇÃO DO MODELO DE VAN
DER WAALS NO ESTUDO DOS GASES EM AULAS DE FÍSICA DO ENSINO MÉDIO**

MANUAL DE APOIO AO PROFESSOR

Boa Vista - RR
2018

Sumário

AGRADECIMENTOS	III
APRESENTAÇÃO	1
INTRODUÇÃO	2
1 DESCRIÇÃO DE CADA AULA	6
1.1 AULA 1: SONDAAGEM DE CONHECIMENTOS SOBRE A TEORIA DOS GASES	6
1.1.1 Objetivo:	6
1.1.2 Apoio Didático:	6
1.1.3 Atividade: Questionário (Levantamento prévio)	6
1.2 AULA 2-TRANSFORMAÇÕES GASOSAS	7
1.2.1 Objetivos	7
1.2.2 Apoio didático	7
1.3 AULA 3 - A EQUAÇÃO DE CLAYPERON	20
1.3.1 Objetivos	20
1.3.2 Apoio didático	20
1.4 AULA 4 - MODELO DE VAN DER WAALS	25
1.4.1 Objetivos	25
1.4.2 Apoio didático	25
1.5 AULA 5: GÁS IDEAL X GÁS REAL	37
1.5.1 Objetivos	37
1.5.2 Apoio didático	37
1.6 AULA 6: CÁLCULO DAS CONSTANTES DE VAN DER WAALS USANDO O SOFTWARE EXCEL	40
1.6.1 Objetivos	40
1.6.2 Apoio didático	40
1.7 AULA 7: ATIVIDADE EXPERIMENTAL	44
1.7.1 Objetivos	44
1.7.2 Apoio didático	44

1.8 AULA 8: SONDAÇÃO DO PROCESSO DE ASSIMILAÇÃO DE CADA PARTICIPANTE	48
1.8.1 Objetivos	48
1.8.2 Apoio didático	48
APÊNDICE A LEVANTAMENTO PRÉVIO	53
APÊNDICE B ATIVIDADES EXPERIMENTAIS DAS LEIS DE BOYLE, CHARLES E GAY-LUSSAC	55
APÊNDICE C DEMONSTRAÇÃO DAS FÓRMULAS DAS CONSTANTES DE VAN DER WAALS.	60
APÊNDICE D SUGESTÃO DE LINKS.	64
APÊNDICE E PÓS-TESTE (SUGESTÃO).	65

AGRADECIMENTOS

Primeiramente, quero agradecer a Deus, pois é ele que nos coloca no colo e nos dá força para superar as dificuldades encontradas no decorrer de nossas vidas.

A minha orientadora Profa. Dra. Josefa Teixeira de Mendonça Pacobahyba pela paciência e incentivo, que fez toda a diferença para a conclusão desse trabalho.

A Universidade Federal de Roraima por ter aberto as portas não só para mim, mas para todos os Professores da Rede Pública de Ensino do Estado de Roraima, que almejam cursar MNPEF.

A Sociedade Brasileira de Física (SBF), pela sensibilidade e atitude de criar o Mestrado Profissional em Ensino de Física, colaborando e oportunizando assim, com milhares de professores, que como eu, fazem das dificuldades possibilidades, sem perder o desejo e a vontade de crescer profissionalmente, fazendo sempre de nossa sala de aula um laboratório em favor da construção do conhecimento.

Aos meus pais, André Luiz Uchôa e Dulcinea Guedes Uchôa, que apesar de poucos estudos e muitas dificuldades na vida, souberam me dar a melhor educação, que foi o alicerce na construção do meu caráter.

Na oportunidade, não poderia deixar de agradecer, a compreensão e o incentivo de meu esposo, Joselito de Oliveira, e a minha filha, Catarina Vitória Uchôa de Oliveira, determinantes para a finalização desse trabalho.

APRESENTAÇÃO

Caro Professor(a),

Nessa sequência Didática, o principal objetivo é desenvolver uma metodologia que venha colaborar significativamente para inserção do modelo de van der Waals no estudo dos gases em aulas de Física do Ensino Médio. O fato é que, estudar o modelo de van der Waals é permitir que o aluno venha lidar com gases reais, dialogando com um estudo mais realista, tendo em vista que, nesta etapa do aprendizado, o fenômeno dos gases é modelado com base em um gás ideal, representado pela conhecida equação de Clapeyron. Sabe-se que existe atualmente na literatura alguns textos científicos que abordam o modelo de van der Waals, porém sem a preocupação de levar o referido conhecimento ao Ensino Médio dentro do contexto da física. Procura-se preencher essas lacunas, apresentando uma proposta que venha a contribuir para a inserção do modelo de van der Waals na Educação Básica. Para tanto, utiliza-se como metodologia de ensino a resolução de problemas, experimentos demonstrativos, e simuladores elaborados do projeto phet da Universidade do Colorado. Todo o processo de construção dessa sequência didática é fundamentada nas teorias de Ausubel e Vygotsky. Ela é um instrumento de transmissão deste saber e serve de apoio ao professor, a mesma é dividida em duas etapas. A primeira etapa é constituída de três aulas, que tratam das transformações gasosas, que servem como ideia-âncora para inserir o referido modelo de forma significativa. Já a segunda etapa, com cinco aulas, busca inserir o modelo de van der Waals de forma a reorganizar significados, vendo no processo de inserção uma manifestação de um conceito mais abrangente. Neste caso, tem-se o que se chama de reconciliação integrativa.

Dulce Andrea Uchôa de Oliveira
Profa. de Física da Educação Básica

INTRODUÇÃO

Imagine o ser humano sem oxigênio para respirar, e partindo do princípio que o oxigênio é um gás real, levanta-se a bandeira que o ensino de Física tem que ser realista, mas não igualitário ao superior, deve-se levar aos alunos a necessidade do conhecer, mesmo que na tomada dessa decisão nos custe mais esforços. Mas saiba que o prazer do reconhecimento do seu trabalho, professor, deve ser atrelado a boa vontade e a disposição do fazer dar certo, já que a motivação parte do próprio indivíduo.

Com intuito de colaborar no desenvolvimento do aprendizado, elabora-se este material de apoio contribuindo assim no processo de inserção do modelo de van der Waals. A ideia da inserção do referido modelo é fruto de uma pesquisa realizada junto aos livros didáticos de Física do Ensino Médio, particularmente aqueles que compoem o Plano Nacional de Livros Didáticos de 2016 (PNLD). Ao perceber a ausência da utilização do comportamento de um gás real de maneira qualitativa no conjunto das teorias da Física, inseridas na Educação Básica, como por exemplo a Teoria da Relatividade, presente nas referências bibliográficas (ALVARENGA, 2010, p.338) e (BONJORNO, 2013, p. 216).

Ao saber que a ciência trabalha com modelos, que são aproximações, da realidade, mas sempre sujeito a revisão, estudar o modelo de van der Waals é descrever a natureza de um gás com suas particularidades e imperfeições, aproximando, cada vez mais, o aluno do entendimento, dos mecanismos da natureza via ciência mais realista. Indo ao encontro do que propõe os Parâmetros Curriculares Nacionais, conforme podemos ver no texto que segue (MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO, 2001, p. 60).

O ensino de Física vem deixando de concentrar-se na simples memorização de fórmulas ou repetição automatizada de procedimentos, em situações artificiais ou extremamente abstratas, ganhando consciência de que é preciso dar-lhe um significado, explicitando seu sentido já no momento do aprendizado, na própria escola.

Sabe-se que a abordagem no Ensino Médio não pode ser de maneira igualitária ao superior. Nesse sentido, elabora-se uma proposta de ensino em que o formalismo matemático, necessário ao entendimento teórico, não traga elementos fora do contexto do Ensino Médio. Apresenta-se

um diálogo simplificado com o(a) professor(a). A ideia foi criar situações junto aos alunos para que eles pudessem perceber a inexistência de um gás ideal e que o mesmo foi gerado apenas como um modelo teórico, afastando-os de uma realidade em que a referida teoria não consegue explicar.

Com o objetivo de colaborar na qualidade do ensino em Física, defende-se que o mesmo deva ser fundamentado e aplicado com base no desenvolvimento cognitivo do aluno, apoiando os saberes, partindo da premissa de que o aluno é capaz de ir além do conteúdo proposto, e o professor sendo um mediador do desenvolvimento intelectual de cada aluno, o saber pensar é recriar o estado no qual se encontra a Física do segundo ano do Ensino Médio. Nos dias de hoje, fazer ciência em sala de aula vai além de fórmulas e soluções de problemas, requer um olhar amplo envolvendo o social, o filosófico e o histórico, agregando todos estes conhecimentos em prol de um ensino de Física que atenda as necessidades atuais do aluno, em conformidade com o tempo em que ele está inserido. Na tentativa de buscar um ensino mais realista, sem modificar o que está feito, e apenas ampliando a maneira de pensar, recria-se a abordagem já existente, inserindo o modelo de van der Waals.

A proposta é construída sob o caráter investigativo ao saber que um gás ideal é puramente teórico, onde a idealidade entrou como facilitador do problema. No mundo, onde a tecnologia está sempre evidenciada, a busca do conhecimento deve estar sempre em processo de construção, contribuindo assim para o desenvolvimento cognitivo de cada aluno. O material foi desenvolvido em duas unidades, representando cada uma delas o gás ideal e o gás real. Sendo que na primeira unidade apresenta-se o conceito e o formalismo do gás ideal. Enquanto que na segunda unidade, principal parte do trabalho, apresenta-se o modelo de van der Waals, em um contexto didático pedagógico, de modo a facilitar o entendimento deste saber.

As unidades foram divididas em oito aulas, sendo as três primeiras aulas voltadas para o estudo do gás ideal, necessário para a inserção do modelo de van der Waals, e as cinco últimas voltadas para o principal objetivo do material didático.

Tabela 1: Ficha de Resumo da Unidade Didática I

Unidade I.	Estudo dos Gases		Duração: 3 aulas (1hora/aula).	
Aulas.	Competências e habilidades	Conteúdo	Metodologia	Recursos didáticos
Aula 1: Sondagem de conhecimentos sobre a teoria dos gases.	<ul style="list-style-type: none"> • Verificar o conhecimento dos alunos à respeito da teoria dos gases ideal e real. 	<ul style="list-style-type: none"> • Sondagem de conhecimento dos alunos em relação a teoria dos gases. 	<ul style="list-style-type: none"> • Questionário investigativo sobre o conhecimento prévio dos alunos à respeito da teoria dos gases. 	<ul style="list-style-type: none"> • Questionário impresso.
Aula2: Transformações gasosas.	<ul style="list-style-type: none"> • Compreender as leis de: Boyle (transformação Isotérmica); Charles (transformação isobárica); Gay-Lussac (transformação isocórica). • Saber resolver problemas de transformações gasosas. • Saber identificar e interpretar através dos gráficos e das equações fenômenos de natureza gasosa. 	<ul style="list-style-type: none"> • Lei de Boyle (transformação Isotérmica). • Lei de Charles (transformação isobárica). Interpretação gráfica. • Lei de Gay-Lussac (Transformação isocórica) Interpretação gráfica. • Equação representativa de cada uma das referidas leis e interpretação gráfica. 	<ul style="list-style-type: none"> • Aula dialogada, utilizando o data show. • Atividade em grupo: realização do experimento da seringa. • Apresentação oral por cada grupo seguido de discussão geral. • Realização do experimento das leis de: Gay-Lussac; Charles e Boyle. 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro Branco. • Data show.
Aula 3: Gás ideal	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer o conceito de gás ideal. • Conhecer e compreender a equação geral dos gases. • Ler e interpretar tabelas. Fazer uso de fórmulas para resolver problemas. 	<ul style="list-style-type: none"> • A constante de Avogadro. • Equação de Clayperon. 	<ul style="list-style-type: none"> • Aula dialogada, utilizando o data show. • Resolução de problemas de transformações gasosas. 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro Branco. • Data show. • Lista de exercícios impressa.

Fonte: Autora, 2018.

Tabela 2: Ficha de Resumo da Unidade Didática II.

Unidade II.	Modelo de van der Waals		Duração: 5 aulas (1 hora/aula).	
Aulas.	Competências e habilidades	Conteúdo	Metodologia	Recursos didáticos
Aula 4: Modelo de van der Waals.	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer as limitações da teoria do gás ideal, que não é adequada para representar o comportamento dos gases em qualquer temperatura e pressão. • Contextualizar a teoria do gás real no cotidiano do aluno. • Reconhecer e saber aplicar a equação de van der Waals. 	<ul style="list-style-type: none"> • Limitação da teoria do gás ideal. • Fator de compressibilidade Z. • Constantes de van der Waals. • Equação de van der Waals 	<ul style="list-style-type: none"> • Aula dialogada utilizando o data show. • Atividade em sala de aula: Resolução de problemas: equação de van der Waals. • Atividade extra classe: Ler o artigo: Sequestro de carbono salvará o carvão limpo? Revista Scientific American Brasil - Aula aberta Nº 6. Editora Moderna • Discussão em geral. 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro Branco. • Data show. • Lista de problemas impressa. • Artigo impresso.
Aula 5: Gás ideal X Gás real.	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar as principais propriedades que diferenciam o gás real do gás ideal. 	<ul style="list-style-type: none"> • Propriedades que diferenciam o gás real do gás ideal. • Análise gráfica do desvio de um gás real em relação ao gás ideal. 	<ul style="list-style-type: none"> • Aula dialogada utilizando o data show. • Atividade em sala de aula: Resolução de problemas: equação de van der Waals. 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro Branco. • Data show. • Lista de problemas impressa.
Aula 6: Prática Computacional.		Encontrando as constantes de van der Waals usando o software Excel.		<ul style="list-style-type: none"> • Computador.
Aula 7: Atividade Experimental.	O aluno deverá relacionar a absorção do carvão como uma interação de van der Waals.	Absorção sobre o carvão.		<ul style="list-style-type: none"> • O material e o procedimento de realização do experimento encontram-se descritos no apoio didático da aula.
Aula 8: Avaliação.	Sondagem do processo de assimilação de cada participante.	Aplicação do questionário.		Questionário impresso.

Fonte: Autora, 2018.

Capítulo 1

DESCRIÇÃO DE CADA AULA

Nesta seção apresenta-se os objetivos e desenvolvimento de cada aula. Além disso, cada aula terá um material de apoio anexado, que servirá na elaboração das atividades propostas em cada aula.

1.1 AULA 1: SONDAGEM DE CONHECIMENTOS SOBRE A TEORIA DOS GASES

1.1.1 Objetivo:

Sondar os conhecimentos previamente adquiridos dos alunos em relação a teoria dos gases.

1.1.2 Apoio Didático:

Na primeira aula verifica-se o conhecimento do aluno em relação ao gás. Se os estudantes possuem conhecimentos sobre a equação de Clayperon. Além disso, se os mesmos sabem definir um gás ideal e se já ouviram falar de gás real.

Esta aula está elaborada em duas partes: na primeira parte da aula os estudantes devem responder, individualmente, ao questionário investigativo . Na segunda parte, o professor deve discutir as questões apresentada aos discentes por meio do questionário, dando ênfase as respostas apresentadas pelos estudantes. No momento da discussão, deve-se tentar captar quais são as ideias dos estudantes acerca dos pontos de interesse para o desenvolvimento da unidade didática, tais como: O que eles sabem sobre gás? O que vem a ser um gás ideal? Será que já ouviram falar em van der Waals? Esses são alguns pontos para levar a discussão da turma.

1.1.3 Atividade: Questionário (Levantamento prévio)

Nesta atividade, *levantamento prévio*, os alunos irão responder a um questionário que tem

como objetivo sondar o conhecimento prévio a respeito dos gases, para verificar de forma ampla os conhecimentos adquiridos pela turma. “ Funciona como sondagem para estabelecimento de um diagnóstico da turma. O mesmo também serve para averiguar os pré-requisitos dos alunos para o planejamento de uma nova unidade de trabalho”(Sant’Anna, 2011, p.93).

Uma sugestão de questionário encontra-se no Apêndice A.

1.2 AULA 2-TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

1.2.1 Objetivos

1. Compreender as leis de: Boyle; Charles e Gay-Lussac.
2. Saber resolver problemas de transformações gasosas.
3. Saber identificar e interpretar através dos gráficos e das equações, fenômenos de natureza gasosa.

1.2.2 Apoio didático

Vive-se no fundo de um oceano de ar, cuja composição em volume é aproximadamente. 78% de N_2 , 21% de O_2 e 1% de outros gases, incluindo CO_2 (Tabela 1.1). Nos dias de hoje, as reações e fenômenos ocorridos dessa mistura gasosa tornou-se alvo de grande atenção por parte de todos os interessados nos efeitos causados na poluição atmosférica. O comportamento das substâncias que existem como gases nas condições atmosféricas normais que, por definição, têm temperatura de $25^\circ C$ e pressão de atmosfera $1atm$ (Chang, 2013, p. 173).

Tabela 1.1: Substâncias que são gases a $1atm$ e a $25^\circ C$

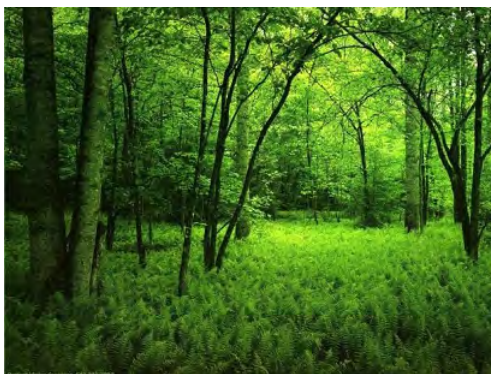
Substâncias simples	Substâncias compostas
H_2 (hidrogênio molecular)	HF (fluoreto de hidrogênio)
N_2 (nitrogênio molecular)	HCl (cloreto de hidrogênio)
O_2 (oxigênio molecular)	CO (monóxido de carbono)
He (Hélio molecular)	NO (óxido nítrico)
O_3 (ozônio molecular)	CO_2 (dióxido de carbono)

Fonte: Adaptado de Chang, 2013, p. 174.

Os seres humanos podem viver horas sem comida e sem água, mas só vivem alguns segundos sem ar. Mas o que é o ar? Todos nós nos deparamos com alguns estados da matéria, isto é, como a matéria se apresenta na natureza, tais como sólido, quando tocamos em uma pedra, o líquido quando mergulhamos nossa mão em água e o estado gasoso, tendo como exemplo o ar que respiramos. Ao saber que o ar não possui cheiro, cor e nem forma e que a única condição

que temos para observá-lo através de manifestação na natureza, por exemplo, quando o vento bate em nossos cabelos, e o tremular de uma bandeira. Ao prendermos por alguns instantes nossa respiração sentimos falta do ar, no caso o oxigênio, presente por exemplo em nossas florestas (Figura 1.1).

Figura 1.1: Floresta representando o oxigênio

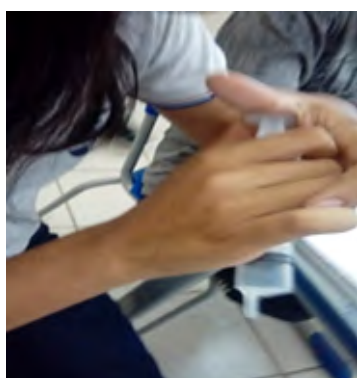


Fonte Noticias adventistas¹

Tudo isso demonstra a existência do ar, e ao senti-lo notamos que estamos imersos nele e que a vida humana não seria possível sem sua existência. Por isso é importante estudarmos o comportamento dos gases. Veja você mesmo, como podemos obter a comprovação da existência do ar.

Pegue uma seringa, sem agulha, tampe bem o bico com o dedo e aperte o êmbolo, conforme mostrado na Figura (1.3). Caso não seja vedado o bico, a compressão não ocorrerá (Figura 1.2).

Figura 1.2: Não ocorre compressão do ar



Fonte: Autora, 2018.

Figura 1.3: Ocorre compressão do ar



Fonte: Autora, 2018.

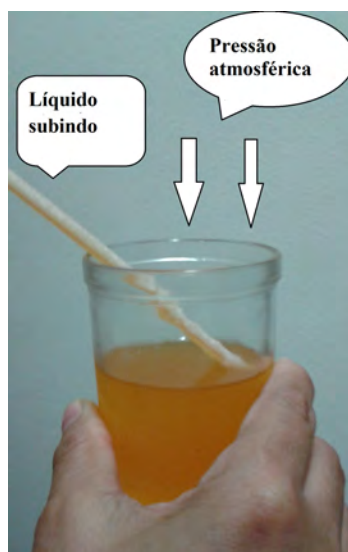
Observe que, por mais que façamos força, o êmbolo quase não se move. Podemos concluir que há algo dentro da seringa. No caso, o ar. A força exercida pelo ar, dentro da seringa, sob a área do êmbolo é chamada **pressão**, ou seja, $P = \frac{F}{A}$. Ao aumentarmos a pressão observamos que

¹Disponível em <http://noticias.adventistas.org/pt/coluna/hildemar-santos/ar-puro/>

o volume de ar na seringa diminui. Enquanto que, ao soltarmos o êmbolo, ou seja, diminuindo a pressão o volume aumenta.

Quando ingerimos algum tipo de líquido usando o canudinho, a sensação que temos é que estamos sugando o líquido pelo canudinho. Mas o que realmente acontece? Ao tomarmos o líquido pelo canudo, puxamos primeiro o ar que se encontra no interior do canudo, diminuindo desse modo a pressão dentro dele. Mas o que provoca o deslocamento do líquido até sua boca? Constata-se uma pressão exercida pelo ar na superfície do líquido contido no copo, bem maior do que a pressão dentro do canudinho. Ela é chamada de pressão atmosférica (Figura 1.4).

Figura 1.4: Pressão atmosférica



Fonte: Autora, 2018.

Podemos perguntar ainda, se o ar tem massa. Busquemos a resposta a partir da seguinte experiência: Tomemos duas bexigas iguais, ao inflarmos as bexigas com distintas quantidades de ar, observamos um desnível entre elas (Figura 1.5).

Figura 1.5: Massa de ar



Fonte: Autora, 2018.

Concluimos então que a bexiga de maior volume pesa mais do que a outra de menor volume. A partir daí, podemos concluir, empiricamente, que o ar tem massa.

A maioria dos cientistas do século XVII utilizou-se de seus experimentos para solidificar suas ideias, é o que será visto nas próximas sessões com os cientistas Boyle, Charles e Gay-Lussac. A curiosidade, a vontade de saber, o desejo de buscar respostas é provavelmente, a mais importante qualidade da espécie humana. Por possuir cérebro curioso e revelar um desejo insaciável de respostas é que saímos das cavernas. Sem curiosidade não haveria investigação, e sem investigação jamais se chegaria a Ciências (SELBACH et al.,2010, p. 30).

Vamos agora falar sobre as transformações gasosas que acontecem quando ocorre alteração, ou da temperatura T , ou do volume V , ou da pressão P , de um sistema que contenha um gás. Estudos experimentais identificaram leis físicas que descrevem, através de equações matemáticas, as relações de dependência entre T , V e P , nas transformações envolvendo gases.

a) **Lei de Boyle e Mariotte**

Robert Boyle nasceu na Irlanda, no ano de 1627 (Figura 1.6). Foi um cientista que contribuiu com o estudo dos gases, tendo desenvolvido suas pesquisas na Inglaterra. Destacou-se tanto na Física quanto na Química, ciência da qual é considerado um dos fundadores. Contudo, seu primeiro livro científico publicado foi sobre pneumática "New Experiments Physico-Mechanicall, Touching the Spring of the Air and its Effects (1660)", por isto era visto como físico experimental. Ele morreu, em 1691, aos 64 anos (Sampaio, 2005, p. 258).

Figura 1.6: Robert Boyle (1627-1691)



Fonte: Wikipédia²

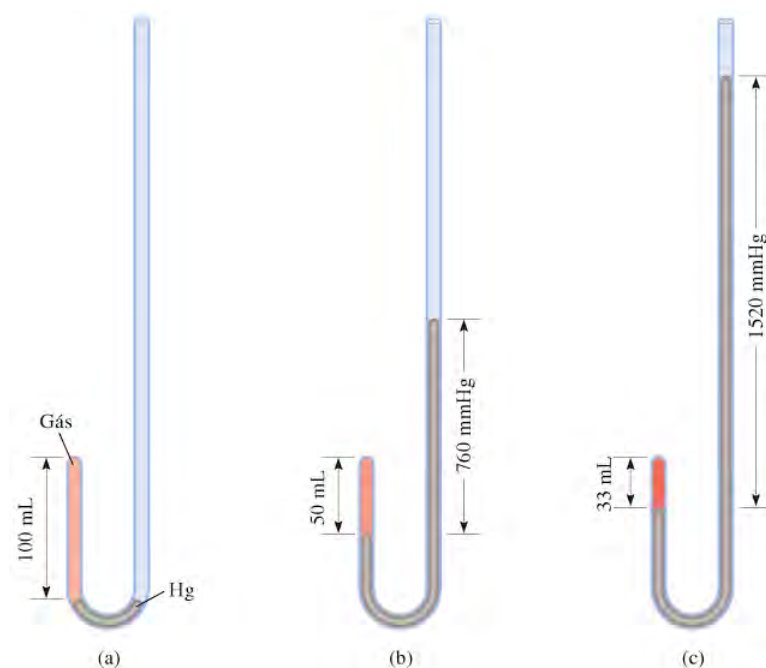
A principal contribuição de Boyle foi no estudo dos gases onde formulou, com base em experimentos, a seguinte lei:

²Disponível em: https://pt.wikipedia.org/wiki/Robert_Boyle

A temperatura constante, o volume de uma dada quantidade de gás varia inversamente com a pressão.

Mas de que forma Boyle descobriu sua lei? Boyle pegou um tubo em forma de U, aberto em um dos lados e fechado no outro. Pôs um pouco de uma certa amostra de gás e em seguida mercúrio no mesmo nível dos dois lados, conforme pode ser visto no item (a) da Figura (1.7).

Figura 1.7: Experimento de Boyle



Fonte: CHANG, 2013, p.179.

A pressão suportada pelo gás é igual a pressão atmosférica, $P_{atm} = 760\text{mmHg}$, enquanto que o volume do gás é de 100ml . Em seguida aumentou a quantidade de mercúrio, fazendo com que o gás fosse comprimido chegando a 50ml , conforme nos mostra o item (b) da Figura (1.7). Por fim aumentou ainda mais a pressão sobre o gás de modo que obteve um terço do volume original, veja o item (c) da Figura (1.7). Antes de realizar qualquer medida, Boyle sempre esperava o sistema entrar em equilíbrio térmico com o ambiente. Sendo assim, êle considerou a temperatura constante.

De acordo com Chang (2013, p.178), Boyle obteve, através de seu experimento, os seguintes dados presentes na Tabela (1.2) .

Observe que através da Tabela (1.2) podemos considerar o produto PV como sendo aproximadamente constante. Portanto, a Lei de Boyle se verifica experimentalmente e é descrita pela seguinte equação:

$$PV = k, \quad (1.1)$$

Tabela 1.2: Dados obtidos por Boyle.

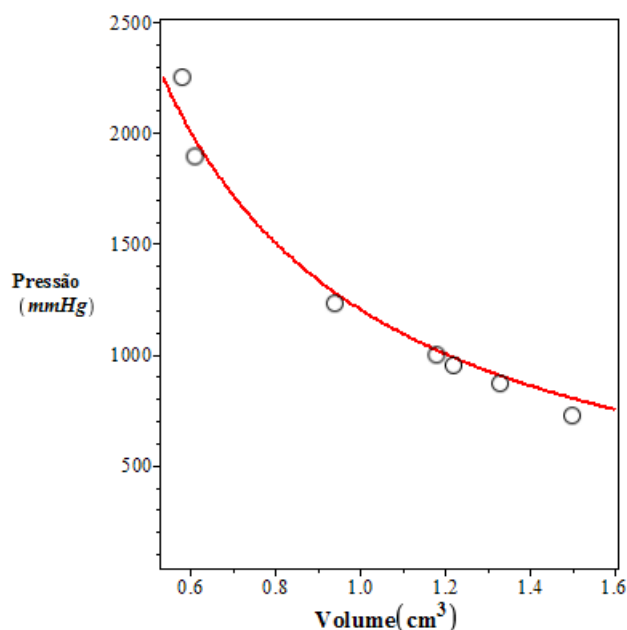
P(mmHg)	2250	1893	1230	998	951	869	724
V-unidades arbitrárias	0,58	0,61	0,94	1,18	1,22	1,33	1,50
PV (10^3)	1,3	1,2	1,2	1,18	1,16	1,16	1,09

Fonte: Adaptado de Chang, 2013, p.178.

onde k é uma constante.

Através dos dados da Tabela (1.2) obtem-se o gráfico presente na Figura (1.8) que confirma a Lei de Boyle, isto é, que a medida que diminui a pressão o volume do gás aumenta.

Figura 1.8: Gráfico Pressão X Volume



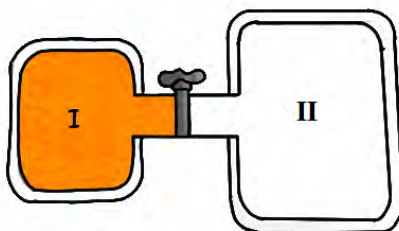
Fonte: Autora, 2018.

Observe que o gráfico na Figura (1.8), que relaciona os valores de P e V , presentes na Tabela (1.2), se aproxima de uma hipérbole. Já que $k = PV$ pode ser considerado como sendo a média aritmética dos valores presentes na linha PV da tabela, igual a 1,18.

Exemplo 1.1 (Fixação da teoria de Boyle).

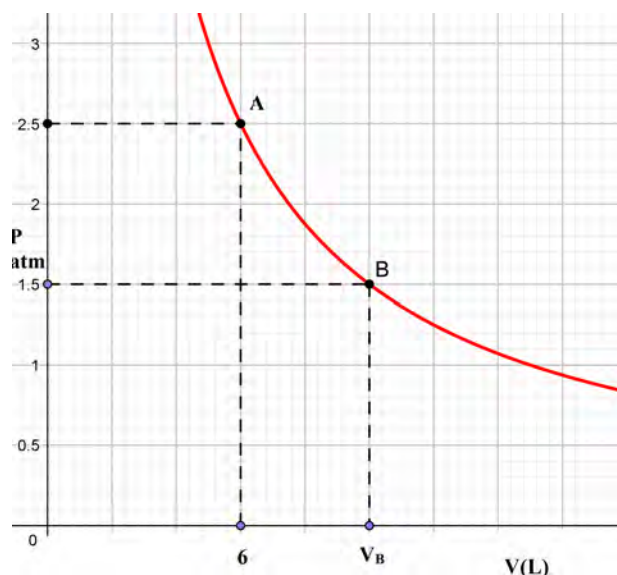
Determinada massa gasosa está contida inicialmente em um recipiente I, conforme a Figura (1.9), com 6L de capacidade, sob pressão de 2,5atm.

Um tubo de volume desprezível, rígido e com torneira, liga o recipiente I a outro, recipiente II, também rígido e de volume desconhecido. Inicialmente vazio, o recipiente II fica totalmente preenchido pela massa gasosa após a abertura da torneira do tubo que une os recipientes.

Figura 1.9: Recipientes I e II, exemplo 1.1


Fonte: Adaptado de Martini, 2013, p. 107.

O gráfico representa o diagrama da pressão e volume da massa gasosa no estado inicial A até o estado final B, quando o recipiente II fica plenamente preenchido.

Figura 1.10: Diagrama PV


Fonte: Autora, 2018.

A partir do gráfico (1.10)

- 1.) Qual é o tipo de transformação gasosa representada nesse gráfico 1.10?
- 2.) Qual o volume do recipiente II?

Texto adaptado de Martini (2013, p. 107).

Solução:

- 1.) A forma hiperbólica da curva do gráfico $P \times V$ retrata uma transformação isotérmica, na qual pressão e volume do gás são grandezas inversamente proporcionais.
- 2.) Temos as seguintes informações presentes no gráfico: $P_A = 2,5 \text{ atm}$, $P_B = 1,5 \text{ atm}$ e $V_A = 6 \text{ L}$.
Da lei de Charles temos que $P_A \cdot V_A = P_B \cdot V_B$, então

$$2,5 \times 6 = 1,5.V_B.$$

Portanto, $V_B = 10L$.

O volume do gás no estado B é o volume total dos recipientes I e II. Portanto:

$$V_{II} = V_B - V_A = 10 - 6 = 4L.$$

b) Lei de Charles e Gay-Lussac

Após Boyle encontrar uma relação entre a pressão e o volume de uma certa massa de gás (mantendo a temperatura constante), o físico francês Jacques Alexandre Cesar Charles (Figura 1.11), em 1787 apresentou seus estudos a respeito dos gases.

Figura 1.11: Jacques Charles (1746-1823)



Fonte: Wikipédia³

Nele, estava presente a relação entre volume e temperatura (mantendo a pressão constante). Em 1802, Louis Joseph Gay-Lussac chegou ao mesmo resultado - hoje conhecida como Lei de Charles ou primeira Lei de Charles e Gay-Lussac. Charles nasceu em 1746 e morreu em 1823, aos 77 anos (Sampaio, 2005, p.262).

Charles, apesar de não ter publicado suas pesquisas sobre os gases, foi ele quem formulou, com base em experimentos, a seguinte lei:

A pressão constante, o volume de um gás é diretamente proporcional a temperatura absoluta.

Para tornar mais claro o entendimento do raciocínio de Charles vamos considerar o seguinte experimento:

Pegue um balão, desses de festa de aniversário, encha-o até a metade de sua capacidade. Agora pegue dois recipientes de vidro. Em um dos recipientes adicione água

³Disponível em https://en.wikipedia.org/wiki/Jacques_Charles

gelada com gelo. No outro recipiente ponha água quente. Em seguida, mergulhe o balão no recipiente contendo água gelada e observe o que acontece com o volume. Em seguida, após um curto espaço de tempo, transfira o balão para o recipiente contendo água quente. Por fim, observe que com o aumento de temperatura, provocado pela água quente, o volume do balão aumentou.

Esta experiência é uma das atividades proposta neste manual (Atividade-Experimento: Lei de Charles).

A referida lei é conhecida como Lei de Charles ou 1ª Lei de Charles e é descrita pela seguinte equação:

$$V = kT, \quad (1.2)$$

onde k é uma constante.

Transformações gasosas, onde não ocorre mudança de pressão são chamadas de transformações isobáricas (NUSSENZVEIG, 2014, p. 220).

Para uma ilustração gráfica vamos considerar a Tabela (1.3), obtida de um experimento realizado objetivando verificar a lei de Charles.

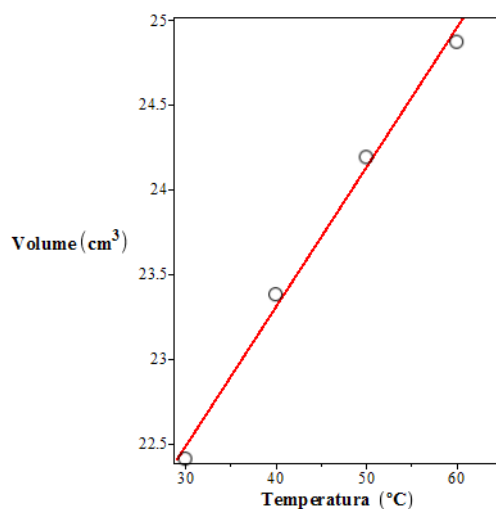
Tabela 1.3: Dados obtidos à uma pressão constante de 1,4 atm

$V(\text{cm}^3)$	22,41	23,38	24,19	24,87
$T(^{\circ}\text{C})$	30	40	50	60
V/T	0,75	0,58	0,48	0,41

Fonte: Adaptado de Brunetto, 2005, p.365.

Observe que o gráfico na Figura (1.12), que relaciona os valores de V e T , presentes na Tabela (1.3), se aproxima de uma reta.

Figura 1.12: Gráfico Volume X Temperatura



Fonte: Autora, 2018.

Já $k = V/T$ pode ser considerado como sendo a média aritmética dos valores presentes na linha V/T , que é aproximadamente igual a 0,56.

Exemplo 1.2 (Fixação da teoria de Charles).

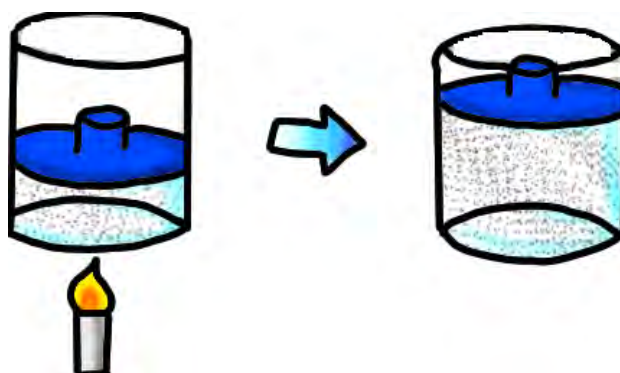
Um equipamento formado por um cilindro reto (veja a figura 1.13) contém uma determinada massa de gás a uma temperatura de 27°C . Perfeitamente encaixado ao cilindro, há um êmbolo de massa não desprezível que desliza livremente, sem atrito. Aumenta-se a temperatura do gás para 87°C e observa-se uma elevação do êmbolo.

- Qual é o tipo da provável transformação gasosa ocorrida?
- Qual é a porcentagem de aumento do volume de gás contido nesse equipamento?

Texto adaptado de Martini (2013, p.108).

Para um melhor entendimento do problema, observe a Figura (1.13).

Figura 1.13: Êmbolo



Fonte: Adaptado de Martini, 2013, p.108.

Solução:

- De acordo com o enunciado da questão, à medida que a temperatura da massa gasosa se eleva, o volume dessa massa também aumenta. Como o êmbolo se movimenta sem atrito⁴, pode-se inferir que a pressão do gás permanece constante caracterizando assim uma transformação isobárica.
- A temperatura inicial do gás é igual a 27°C , que na escala kelvin é igual a $T_0 = 27 + 273 = 300\text{K}$. Sabemos que a temperatura do gás aumentou para 87°C , que equivale a $T = 87 + 273 = 360\text{K}$. Agora, o aumento percentual da temperatura é dado por:

$$\frac{T - T_0}{T_0} \times 100 = \frac{360 - 300}{300} = 20\%.$$

⁴Resistência que se opõe ao movimento relativo de dois corpos sólidos em contato (RODIT,2005, p.17).

Sendo a transformação gasosa isobárica, então pela lei de Charles o volume é diretamente proporcional a temperatura absoluta. Sendo assim a variação percentual também será igual a 20%.

c) **Lei de Gay-Lussac**

Joseph Louis Gay-Lussac, físico e químico francês, nasceu em 1778 (Figura 1.14). Ao terminar seus estudos na Escola Politécnica, em dezembro de 1800, fez seu primeiro trabalho, rico em resultados fundamentais sobre as propriedades dos gases. Ele morreu em 1850, aos 72 anos (Crosland, 1980).

Figura 1.14: Gay-Lussac (1778-1850)



Fonte: www.wikipédia.com

Gay-Lussac formulou, com base em experimentos, a seguinte lei:

A volume constante, a pressão de um gás é diretamente proporcional a temperatura.

Para tornar mais claro o entendimento do raciocínio de Gay-Lussac vamos considerar o seguinte experimento:

Acople a mangueira de uma bomba de encher pneu de bicicleta na tampa de uma garrafa PET de 2 litros, de modo que ela fique bem firme. Coloque um termômetro dentro da garrafa. Feche a sua tampa e bombeie ar dentro da garrafa. Faça bastante força, de modo que a pressão no interior da garrafa eleve-se consideravelmente. Acompanhe a elevação da temperatura do ar no interior da garrafa marcada pelo termômetro. Observe que o volume é o mesmo (volume da garrafa), mas a pressão e temperatura estão variando (Peruzzo, 2012, p.36).

Calma, esta experiência está proposta como atividade e você poderá realizá-la sob a supervisão do seu professor.

Essa lei é conhecida como Lei de Gay-Lussac ou 2ª Lei de Charles e é descrita pela seguinte equação:

$$P = kT, \quad (1.3)$$

onde k é uma constante.

Transformações gasosas, onde não ocorre mudança de volume são chamadas de transformações isocóricas (NUSSENZVEIG, 2014, p.231).

Para uma ilustração gráfica da lei de Gay-Lussac vamos considerar a Tabela (1.4), onde os dados foram obtidos de um experimento, considerando um volume constante de $27,5\text{cm}^3$, que pode ser encontrado em (BRUNETTO, 2005, p.363).

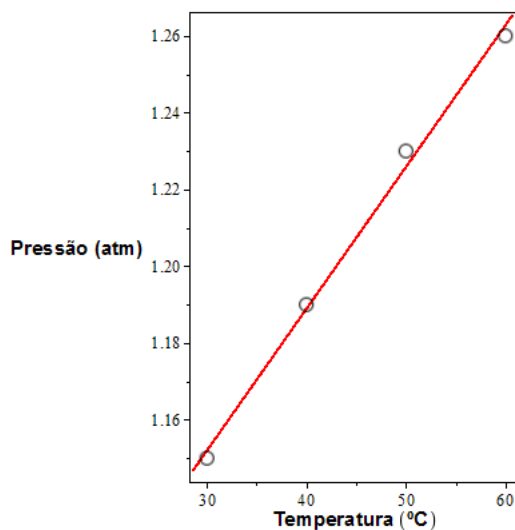
Tabela 1.4: Dados obtidos a um volume constante de $27,5\text{cm}^3$

$P(\text{atm})$	1,15	1,19	1,23	1,26
$T(^{\circ}\text{C})$	30	40	50	60
P/T	0,04	0,03	0,02	0,02

Fonte: Adaptado de Brunetto, 2005, p.367.

Observe que o gráfico na Figura (1.15), que relaciona os valores de P e T , presentes na Tabela (1.4), se aproxima de uma reta.

Figura 1.15: Gráfico Pressão X Temperatura



Fonte: Autora, 2018.

Já $k = P/T$ pode ser considerado como sendo a média aritmética dos valores presentes na linha P/T , que é aproximadamente 0,03.

Exemplo 1.3 (Fixação da teoria de Guy-Lussac).

Entre as atividades físicas que pratica em uma academia de ginástica, um rapaz faz exercícios sobre uma bola calibrada inicialmente com pressão de $4 \times 10^5 \text{ N/m}^2$ e a temperatura ambiente de 27°C (Figura (1.16)).

Figura 1.16: Ilustração do ginasta.



Fonte: dreamstime.com⁵

Ao finalizar os exercícios, observa-se que a variação de volume da bola foi desprezível, mas que sua temperatura aumentou 7°C .

- a) A pressão interna da bola é maior, menor ou igual a sua pressão inicial?
- b) Qual é o valor da pressão interna final da bola?
- c) Esboce o gráfico $P \times T$ que representa a transformação ocorrida com a mistura gasosa do interior da bola.

Texto adaptado de Martini (2013, p.107).

Solução:

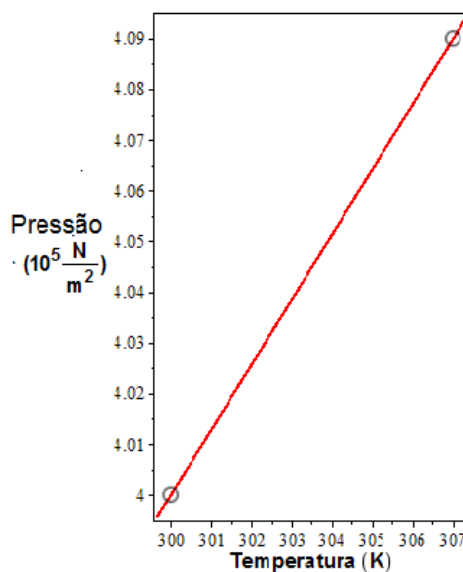
- a) Considerando constante o volume do ar contido na bola, o aumento de temperatura implica o aumento de pressão, de acordo com a lei de Guy-Lussac.
- b) Dados: $P_A = 4 \times 10^5 \text{ N/m}^2$; $T_A = 27^\circ\text{C} = 300\text{K}$; $T_B = 307\text{K}$.

Aplicando a lei de Guy-Lussac temos que $\frac{P_A}{T_A} = \frac{P_B}{T_B}$.

Substituindo-se os dados do problema obtêm-se:

$$\frac{4 \times 10^5}{300} = \frac{P_B}{307}$$

Daí obtêm-se que a pressão final da bola é igual a $P_B = 4,09 \times 10^5 \text{ N/m}^2$.

Figura 1.17: Pressão em função da temperatura

Fonte: Autora, 2018.

c) Gráfico $P \times T$ (Figura 1.17):

Os experimentos utilizados para demonstração das leis de Boyle, Charle e Gay-Lussac, encontram-se no Apêndice B.

1.3 AULA 3 - A EQUAÇÃO DE CLAYPERON

1.3.1 Objetivos

1. Conhecer o conceito de gás ideal.
2. Conhecer e compreender a equação geral dos gases.
3. Ler e interpretar tabelas.
4. Fazer uso de fórmulas para resolver problemas.

1.3.2 Apoio didático

Para melhor compreensão do gás ideal, se faz necessário rever alguns conceitos exaustivamente estudados em Química e que serão úteis.

i) Número de Avogrado

Você sabe quantas moléculas pode ter um gás? Difícil de responder não é? Pois foi

⁵Disponível em <https://www.dreamstime.com/stock-illustration-d-man-exercising-position-fitness-ball-my-biggest-pilates-s-series-image53903473>

essa mesma pergunta que os cientistas fizeram no passado. Dentre eles, Amadeo Avogadro⁶, que partindo das contribuições formuladas por vários cientistas da época, tais como Gay-Lussac e John Dalton, e de suas experiências realizadas, apresentou em 1811 uma hipótese, conhecida hoje como Lei de Avogadro, que segundo (Nussenzveig, 2014, p.232) é enunciado da seguinte forma:

Volumes iguais de todos os gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas.

Esta hipótese mostra que o número de moléculas existentes em distintas porções de gases diferentes é constante.

Com isso, houve um avanço na busca de se obter uma resposta satisfatória quanto ao número de moléculas de um gás, porém a pergunta continuava em aberto, esperando por uma resposta. Então, no início do século XX surgiu uma pesquisa realizada pelo cientista francês Jean Baptiste Perrin⁷, apresentando o número aproximado de moléculas por mol de um gás (Bebechibuli, et al., 1999, p.447), bem próximo do atual valor que, segundo (Nussenzveig, 2014, p.288) é de $6,023 \times 10^{23}$ moléculas/mol.

Mas o que vem a ser o mol? O mol é a unidade de medida de quantidades microscópicas, como por exemplo átomos ou moléculas. Então, em um mol de moléculas existe uma quantidade igual a $6,023 \times 10^{23}$ moléculas. Vejamos o seguinte exemplo: Em um mol de bolas de gude existem $6,023 \times 10^{23}$ bolas de gude, então em três mol de bolas de gude quantas bolas existem? Existem $3 \times 6,023 \times 10^{23}$ bolas de gude.

Em 1926 as medidas de Perrin o levaram a ganhar o Prêmio Nobel em Física. Seu método para calcular o número de Avogadro pode ser encontrado em (Bebechibuli, 1999, p.447).

Em resumo temos que:

- (a) Um mol de um gás é um conjunto de $6,023 \times 10^{23}$ moléculas desse gás. Esse é o importante **Número de Avogadro** denotado por N_A .
- (b) $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ moléculas/mol.

ii) A equação de Clayperon

Para RESNICK et al. (2014, p.226), **gás ideal** é um gás que tem como representação um modelo físico, que do ponto de vista microscópico, fundamenta-se nas seguintes hipóteses:

⁶Físico Italiano (1776-1856)

⁷Físico-químico Francês (1870-1942)

- (a) O gás é constituído por um grande número de partículas chamadas moléculas, que por sua vez, podem ser formadas de átomos ou de grupos de átomos;
- (b) As moléculas se movem no espaço de forma desordenada e obedecem as leis de Newton;
- (c) Os volumes das moléculas são muito pequenos e desprezíveis quando comparados com as distâncias entre elas e com o tamanho do volume ocupado pelo gás no recipiente;
- (d) As forças que atuam sobre as moléculas são desprezíveis, exceto durante uma colisão;
- (e) Nas colisões entre partículas ou entre as partículas e as paredes do vaso, os choques são perfeitamente elásticos, isto é, nos choques intermoleculares ou interatômicos há conservação da energia cinética⁸ e da quantidade de movimento⁹.

Em 1834, Emil Clayperon, reunindo os trabalhos experimentais de Boyle, Charles, Gay-Lussac e Avogadro, formulou a lei geral dos gases, representada matematicamente pela equação:

$$PV = nRT, \quad (1.4)$$

onde n é o número de moles.

Mas como podemos chegar a referida equação? Para obtê-la vamos combinar a lei de Charles com a lei de Boyle, passando de um estado (P_A, V_A, T_A) ao estado (P, V, T) (Figura 1.18).

A passagem do estado $A(P_A, V_A, T_A)$ para o estado $B(P_A, V_B, T)$ se dá através da lei de Charles, ou seja,

$$\frac{V_A}{T_A} = k_1 = \frac{V_B}{T}, \quad (\text{Pressão constante}) \quad (1.5)$$

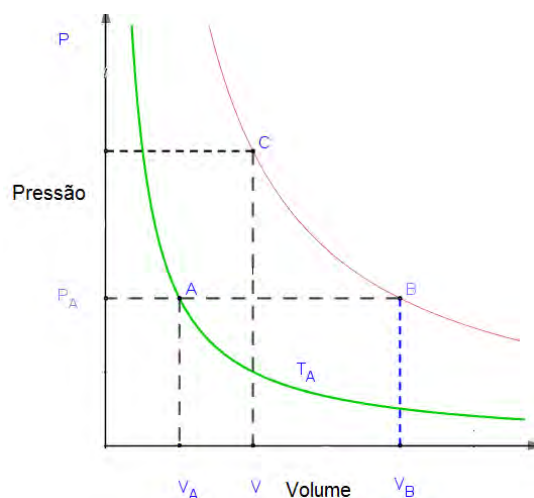
onde k_1 é uma constante.

Da equação (1.5), tem-se que:

$$V_B = \frac{V_A T}{T_A}. \quad (\text{Pressão constante}) \quad (1.6)$$

⁸ $E_c = \frac{mv^2}{2}$, onde m é a massa e v é a velocidade da molécula.

⁹ $Q = mv$, onde m é a massa e v é a velocidade da molécula.

Figura 1.18: Diagrama PXV


Fonte: Adaptado de Nussenzveig (2014, p. 231).

A passagem do estado $B(P_A, V_B, T)$ para o estado $C(P, V, T)$ se dá através da lei de Boyle, ou seja,

$$P_A V_B = k_2 = PV \cdot \quad (\text{Temperatura constante}) \quad (1.7)$$

Substituindo-se a equação (1.6) na equação (1.7), obtemos:

$$P_A \frac{V_A T}{T_A} = PV \cdot \quad (1.8)$$

Ou seja,

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_A V_A}{T_A} = R, \quad (1.9)$$

onde R é uma constante.

A constante R depende da natureza do gás e de sua quantidade. A lei de Avogrado nos dá a forma dessa dependência do seguinte modo: Consideremos 1mol de um gás, $P = 1\text{atm}$ e $V = 22,4\text{l}$ têm-se que:

$$R = \frac{PV}{T} = \frac{1\text{atm} \cdot 22,4\text{l}}{273,15\text{K}} = 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K}}.$$

A Tabela (1.5) nos mostra outros valores para a constante R .

Tabela 1.5: Constante universal dos gases

R	0,082	8,31	8,31	82,06	62364,0
Unidades	$\frac{atml}{molK}$	$\frac{Nm}{molK}$	$\frac{J}{molK}$	$\frac{atmcm^3}{molK}$	$\frac{mmHgcm^3}{molK}$

Fonte: Adaptado de Nussenzveig, 2014.

Concluí-se que para 1mol de um gás a equação do gás ideal é dada por

$$PV = RT, \text{ onde } R = 8,31 \frac{J}{mol.K}.$$

Para uma massa de n moles, nas mesmas condições, o gás ocupa um volume n vezes maior, então a equação é dada por

$$PV = nRT.$$

E é conhecida como a *equação de Clayperon*.

Exemplo 1.4 (Fixação-Equação de Clayperon).

Sabe-se que a massa molar do oxigênio é $M = 1,3g$, qual massa desse gás será necessária para encher completamente um recipiente de $2m^3$, sob pressão de $2atm$, a uma temperatura de $25^\circ C$? (Adaptado de Silva, 2010, p.176).

Solução:

Inicialmente deve-se encontrar o número de mols (n) necessário para encher um recipiente. Utilizando-se a equação de Clayperon

$$PV = nRT. \tag{1.10}$$

Da equação (1.10) tem-se que

$$\begin{aligned} n &= \frac{PV}{RT} \\ &= \frac{2.2.10^3}{0,082.(273 + 25)} \\ &= 0,16mol. \end{aligned} \tag{1.11}$$

Sabendo-se $n = \frac{m}{M}$, então

$$\begin{aligned} m &= n.M \\ &= 0,16.1,3 \\ &= 0,2g. \end{aligned} \tag{1.12}$$

1.4 AULA 4 - MODELO DE VAN DER WAALS

1.4.1 Objetivos

1. Saber porque a teoria do gás ideal não é adequada para representar o comportamento dos gases em qualquer temperatura e pressão.
2. Contextualizar a teoria do gás real no cotidiano do aluno.
3. Reconhecer e saber aplicar a equação de van der Waals.

1.4.2 Apoio didático

A definição, segundo a termodinâmica, de um gás ideal refere-se aquele gás cujas propriedades estão relacionadas pela equação de estado $PV = nRT$, conhecida por Equação de Clayperon, para altas temperaturas e baixas pressões. Nesse caso, P é a pressão, T a temperatura e V o volume ocupado pelo gás, na quantidade de matéria do gás e R é a constante universal dos gases, Castellan (2016, p.11).

A exatidão da Equação de Clayperon é tanto maior quanto menor for a pressão do gás.

(ATKINS apud COSTA, 2006, p. 5).

Dessa forma, as propriedades macroscópicas evidentes de um gás ideal são consequências principalmente do movimento independente da molécula.

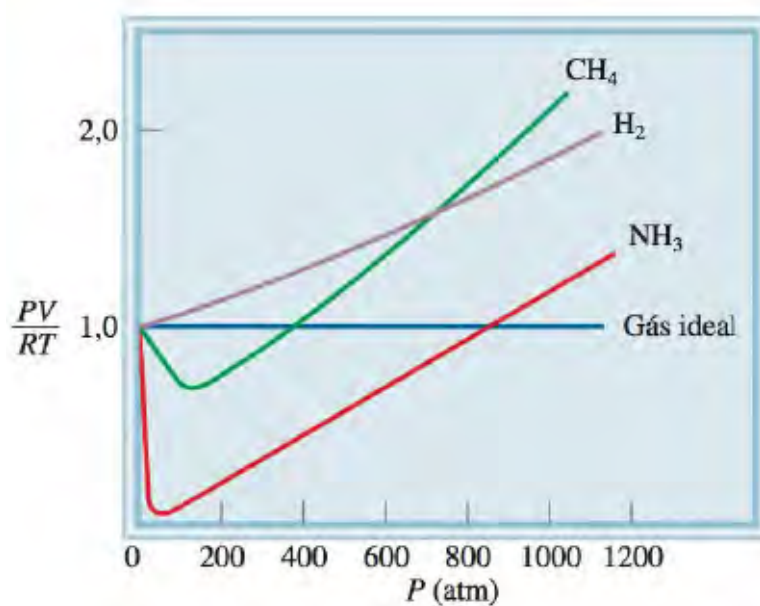
(MAHAN; MYERS apud COSTA, 2006, p. 5).

Sabe-se que a equação geral dos gases é um modelo que busca descrever a natureza de um gás, unindo em uma só equação as lei de Boyle, Charles e Gay-Lussac. Entretanto, existem alguns pontos na natureza de um gás em que o modelo não consegue descrever. Como por exemplo: a ausência de forças intermoleculares nos gases ideais fazem com que eles não possam condensar-se para a formação de líquidos, contrariando assim fatos empíricos, como no caso do gás CO_2 . Outro ponto a ser considerado é quando toma-se $n = 1mol$ na equação geral dos gases, ou seja, quando

$$\frac{PV}{RT} = 1, \quad (1.13)$$

independentemente da pressão atribuída do gás real. Entretanto, isso contradiz o fato de que para altas pressões a razão $\frac{PV}{RT}$ é diferente de 1 (Russel, 1994, p.189).

A Figura (1.19) mostra resultados experimentais confirmando desvios da idealidade.

Figura 1.19: Desvios da idealidade


Fonte: CHANG; GOLDSBY, 2013, p. 211.

Para pressões elevadas, a densidade aumenta e as moléculas estão bem mais próximas uma das outras. Então, as forças intermoleculares influenciam o movimento das moléculas e o gás deixa de se comportar como gás ideal.

Contudo, isto se verifica para gases reais a pressões moderadamente baixas, menor ou igual a 5atm .

a) Fundamentação matemática da equação de van der Waals

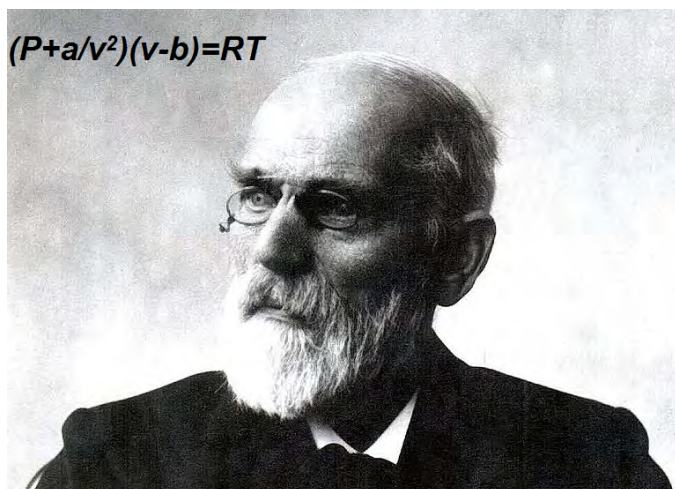
Nesta seção apresenta-se o modelo de van der Waals para os gases reais.

Provavelmente ninguém professa que uma molécula que consiste de vários átomos é rígida. Será que podemos atribuir elasticidade às moléculas?

(van der Waals, 1873).

O incômodo da idealidade provocou no cientista Johannes Diederik van der Waals o sentimento de mudança, reescrever a equação do gás ideal era seu desafio, já que a mesma não explicava a natureza de um gás em sua totalidade (Figura 1.20).

Então, em 1873 apresentou sua tese de doutorado com o título “*Continuidade dos Estados Líquido e Gasoso da Matéria*”, explicando os desvios da idealidade dos gases. Em virtude da referida tese, em 1910 foi laureado com o prêmio Nobel de Física.

Figura 1.20: van der Waals (1837-1923)


Fonte: www.wikipedia.org

O primeiro passo dado foi perceber a necessidade de se introduzir a constante a na equação de Clayperon $PV = nRT$, uma vez que no gás real a pressão é maior do que a prevista pela lei dos gases ideais, devido a existência de forças atrativas intermoleculares. Por isso, a pressão é corrigida pela expressão a/V^2 e é denominada pressão interna. O segundo passo foi introduzir a constante b , que é uma função do diâmetro esférico da molécula do gás, conhecido como diâmetro de VDW. Para n moles de gás o valor nb é denominado covolume, que é o volume excluído por mol de moléculas e será visto de forma mais precisa adiante. Então, a equação modificada é dada por:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT. \quad (1.14)$$

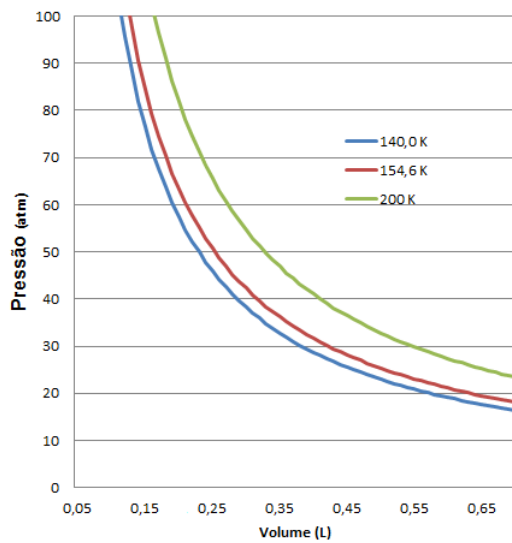
As constantes a e b dependem de cada substância. Por exemplo, para o gás O_2 tem-se os valores $a = 1,36 \frac{\text{atm dm}^6}{\text{mol}^2}$ e $b = 0,03 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$ (Atkins, 2015). Sendo assim, obtêm-se a seguinte equação de VDW, considerando $n = 1 \text{ mol}$:

$$\left(P + \frac{1,36}{V^2}\right)(V - 0,03) = RT. \quad (1.15)$$

Observando as Figuras (1.21) e (1.22), gráficos das isotermas do gás ideal e VDW, (Equação 1.15), respectivamente, nota-se que para volumes superiores a $0,35 (L)$, as isotermas do gás ideal e de VDW são semelhantes.

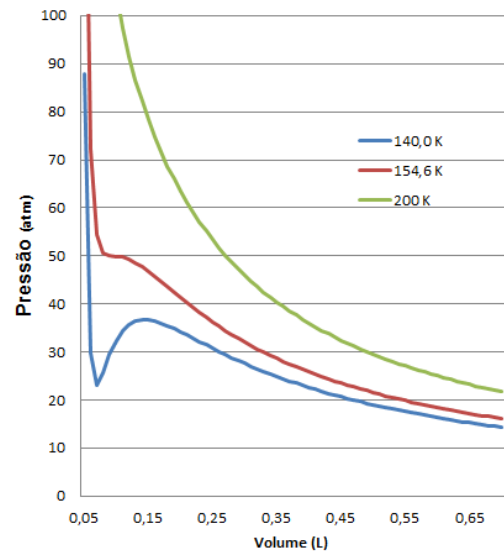
Nota-se também que, entre os volumes $0,05(L)$ e $0,25(L)$ as isotermas na temperatura de $T = 140K$ são distintas. Quando o volume se aproxima do valor zero, no gás ideal a pressão aumenta (Figura 1.21). E no caso do gás de VDW, para que isto ocorra, o volume precisa se aproximar de b (Figura 1.22).

Figura 1.21: Isotermas do gás ideal



Fonte: Adaptado de RESNICK, et al., 2014.

Figura 1.22: Isotermas de VDW-Gás O_2



Fonte: Adaptado de RESNICK, et al., 2014.

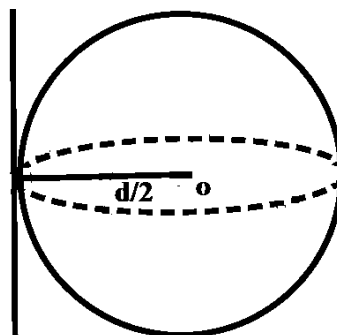
b) Correção do Volume

Nesta seção, apresenta-se o raciocínio que fundamenta a equação de VDW. O texto é uma adaptação de Halliday, Rensnick e Krane (2014). Inicialmente destaca-se que cada molécula de um gás está rodeada por outras moléculas que sobre ela exercem forças intermoleculares atrativas. Além disso, a forma das moléculas de um gás real é semelhante a uma esfera dura e portanto ocupam um certo volume, pois possuem diâmetro, ao contrário do que acontece com os gases ideais. Sendo assim, o volume de uma molécula de diâmetro d , é dado por

$$V_{\text{molécula}} = \frac{4}{3}\pi\left(\frac{d}{2}\right)^3. \quad (1.16)$$

Durante o movimento de uma molécula em um gás, seu centro não pode aproximar-se de uma distância menor do que $\frac{d}{2}$ da parede do recipiente (Figura 1.23).

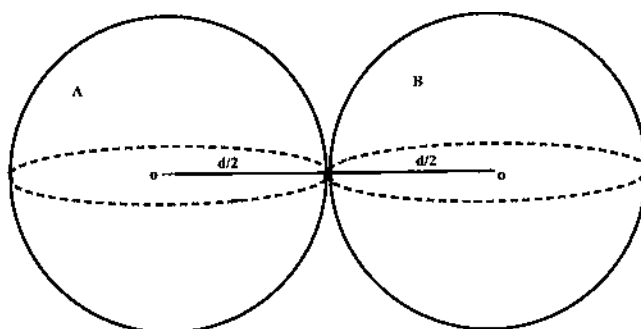
Figura 1.23: Molécula de diâmetro d e parede do recipiente



Fonte: Autora, 2018.

E nem a uma distância menor do que d do centro de outra molécula (Figura 1.24).

Figura 1.24: Colisão de esferas de diâmetro d



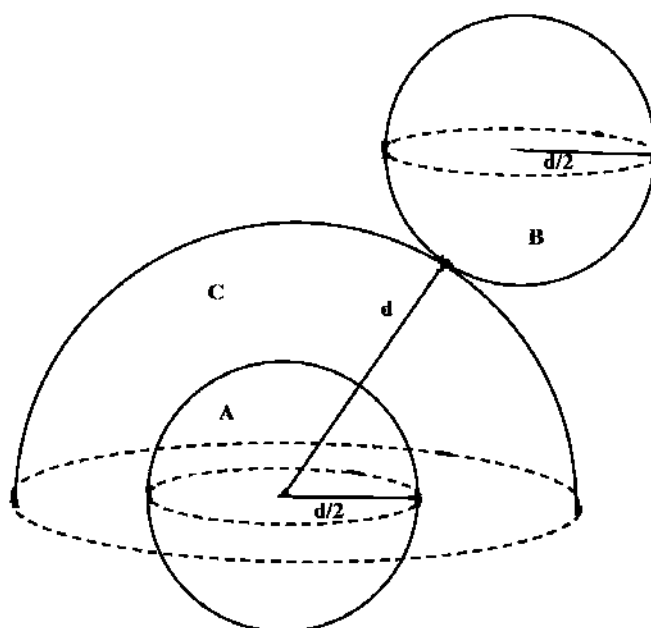
Fonte: Autora, 2018.

Sejam A e B duas moléculas de diâmetros iguais a d . Como observado, elas não podem se aproximar uma da outra de modo que a distância entre seus centros seja menor do que d . O volume livre, por mol, disponível para a molécula B é diminuído pelo volume de um hemisfério de raio d centrado na molécula A , uma vez que quando as duas moléculas se aproximam uma da outra, o volume no qual elas interagem não é toda a esfera, mas o hemisfério (metade de uma esfera) que se encontra no sentido da aproximação. Neste caso tem-se que:

$$b = \frac{1}{2} N_A \left(\frac{4}{3} \pi d^3 \right), \quad (1.17)$$

onde N_A é o número de avogrado. A referida quantidade b é denominada **covolume**. A Figura (1.25) representa geometricamente este fato.

Figura 1.25: Par de moléculas A e B e um hemisfério C de raio d



Fonte: Adaptado de Resnick et al., 2014, p.237.

Para um melhor entendimento do fenômeno representa-se as moléculas por bolas de gude, onde o volume excluído está representado pelos espaços vazios entre cada bola de gude, conforme a Figura (1.26).

Figura 1.26: Ilustração das moléculas



Fonte: Autora, 2018.

c) Correção da Pressão

Considerando o volume molar $v = \frac{V}{n}$, onde V é o volume ocupado pelo gás, então a equação de um gás ideal, $Pv = RT$, é modificada para

$$P(v - b) = RT. \quad (1.18)$$

Por causa da redução do volume, o número de choques com as paredes é aumentado, aumentando também a pressão. Concluí-se então que a pressão P deve também ser corrigida. As forças atrativas, aproximam as moléculas uma das outras, ocorrendo assim uma interação entre elas, de tal modo que as forças intermoleculares devem estar em equilíbrio. Entretanto, as moléculas próximas da parede de um recipiente que contém o gás, acabam sofrendo ação de uma força resultante originada na interação molecular. Sendo assim, a pressão sobre a parede, devida a colisão da molécula, é menor do que aquela prevista no caso do gás ideal, uma vez que neste gás não ocorre interação molecular. Portanto, a seguinte equação descreve a pressão real:

$$\begin{aligned} P_{ideal} &= P + P_{interna} \\ P &= \frac{RT}{v-b} - P_{interna} \end{aligned} \quad (1.19)$$

onde $P_{interna}$ é pressão interna ou pressão de coesão.

Observa-se, através da equação (1.19), que a pressão exercida na parede é menor do a pressão prevista pela equação do gás ideal. A pressão interna ($P_{interna}$) é proporcional a frequência de choques entre as moléculas e das moléculas com a parede. Para o cálculo da pressão interna consideremos o seguinte:

- Espaço amostral Ω : choque das moléculas de um gás em um recipiente de volume V ;
- Evento A : choque entre si de n moléculas;
- Evento B : choque de n moléculas contra a parede do recipiente.

A probabilidade de ocorrer o evento A é dada por $P(A) = \frac{N(A)}{N(\Omega)} = \frac{n}{V}$, isto é, a frequência de choque é proporcional ao número de moléculas por unidade de volume. Já a probabilidade de ocorrer o evento B é dada por $P(B) = \frac{N(B)}{N(\Omega)} = \frac{n}{V}$. Então, a força resultante para o interior do recipiente que minimiza o impulso das moléculas quando colidem com a parede é proporcional a $\frac{n}{V}$. Portanto, a probabilidade de ocorrer simultaneamente os eventos A e B é igual a

$$P(A) \cdot P(B) = \frac{n}{V} \cdot \frac{n}{V} = \left(\frac{n}{V}\right)^2.$$

Pode-se concluir então que, a pressão interna é simultaneamente proporcional a frequência e a força resultante dos choques. Portanto, ela é diretamente proporcional a $\left(\frac{n}{V}\right)^2$, ou seja,

$$\begin{aligned} P_{interna} &= a\left(\frac{n}{V}\right)^2 \\ &= \frac{an^2}{V^2}. \end{aligned} \quad (1.20)$$

Considerando-se o volume molar v , da equação (1.20) obtêm-se

$$P_{interna} = \frac{a}{v^2}, \quad (1.21)$$

pois $v = \frac{V}{n}$.

Substituindo-se a equação (1.21) na equação (1.19), resulta em

$$P = \frac{RT}{v-b} - \frac{a}{v^2}. \quad (\text{WAALS, 1910}) \quad (1.22)$$

Pode-se ainda, modificar a equação (1.22) para

$$\left(P + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT, \quad (1.23)$$

onde a e b são constantes característica do gás.

A equação (1.23) pode também ser escrita em termos de V , volume ocupado pelo gás, na forma:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT. \quad (1.24)$$

Ou ainda,

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2 a}{V^2}. \quad (1.25)$$

Podemos calcular as constantes a e b através das seguintes fórmulas:

$$a = \frac{27R^2 T_c^2}{64P_c} \quad \text{e} \quad b = \frac{RT_c}{8P_c}.$$

d) Fator de compressibilidade

Para Costa (2006, p.6), é possível prever quando um gás real, a uma dada temperatura, se afasta do comportamento ideal. Isto se dá a partir do fator de compressibilidade, Z , definido pela razão entre o volume molar do gás $V_m = \frac{V}{n}$, e o volume molar de um gás ideal V_m^0 , nas mesmas pressão e temperatura, ou seja,

$$Z = \frac{V_m}{V_m^0}. \quad (1.26)$$

Ao substituirmos o volume molar do gás ideal, $V_m^0 = \frac{RT}{P}$, na equação (1.26), obtemos:

$$Z = \frac{V_m}{\frac{RT}{P}}. \quad (1.27)$$

Portanto, obtemos a seguinte expressão de compressibilidade:

$$Z = \frac{PV_m}{RT}. \quad (1.28)$$

Podemos observar que:

- (a) Se $Z > 1$ indica que o gás têm um volume molar maior do que um gás ideal, ou seja, $V_m > V_m^0$. Portanto, as forças repulsivas são dominantes.

(b) Se $Z = 1$, então $V_m = V_m^0$, portanto

$$PV_m^0 = PV_m = RT. \quad (1.29)$$

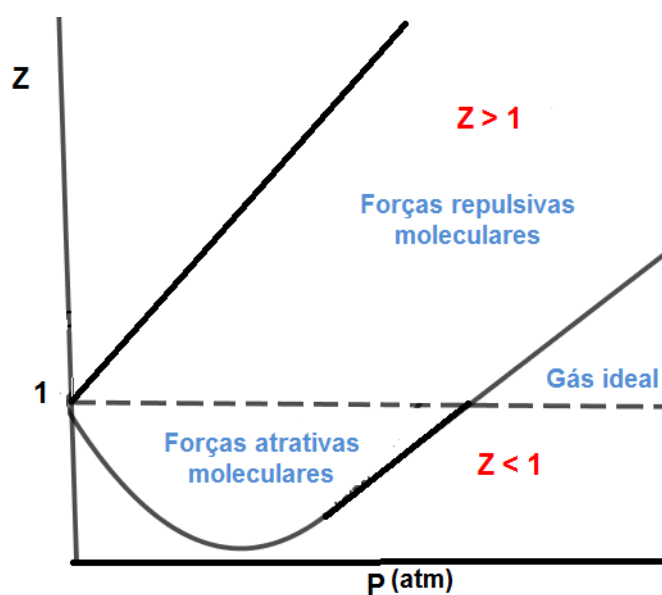
Oberve que a equação (1.29) é a equação de Clayperon e portanto temos um gás ideal.

(c) Se $Z < 1$, indica que o gás têm um volume molar menor do que um gás ideal, ou seja, $V_m < V_m^0$. Portanto, as forças atrativas são dominantes.

A análise realizada ateriormente para o fator de compressibilidade Z , pode ser visualizada na Figura (1.27) através do gráfico Z contra P .

Diante do exposto, o gás ideal pode ser entendido como sendo um gás real submetido à determinadas condições de pressão e temperatura (COSTA, 2006, p.7).

Figura 1.27: Compressibilidade



Fonte: Adaptado do Castellan, 2016, p.34.

e) Princípio dos estados correspondentes

Em 1880 van der Waals formulou uma lei conhecida como "Princípio dos Estados Correspondentes".

Gases reais diferentes em estados com o mesmo volume reduzido e a mesma temperatura reduzida têm a mesma pressão reduzida (ATKINS, 2015, p.30).

Essa lei estabelecia que, desde que fossem definidas variáveis reduzidas para a pressão, volume e temperatura, podia obter-se uma equação de estado para qualquer substância, onde as constantes a , b e R na equação de van der Waals desapareciam.

As variáveis reduzidas de um gás, segundo Atkins (2002,p.30), são obtidas dividindo-se a variáveis do gás, isto é, T , V e P , pela constante crítica correspondente a cada uma delas. Portanto:

$$T_r = \frac{T}{T_c}; \quad (1.30)$$

$$V_r = \frac{V}{v_c}; \quad (1.31)$$

E finalmente,

$$P_r = \frac{P}{P_c}. \quad (1.32)$$

Utilizando o princípio dos estados correspondentes vamos obter uma outra versão da equação de van der Waals.

Das equações (1.30), (1.31) e (1.32), obtemos:

$$T = T_c \cdot T_r; \quad (1.33)$$

$$v = v_c \cdot V_r; \quad (1.34)$$

$$P = P_c \cdot P_r. \quad (1.35)$$

Substituído-se as expressões (1.33), (1.34) e (1.35) na equação de van der Waals (1.22), temos que:

$$P_r P_c = \frac{RT_r T_c}{V_r v_c - b} - \frac{a}{V_r^2 v_c^2}. \quad (1.36)$$

Sendo o volume, pressão e temperatura, críticas, dadas por:

$$V_c = 3b, \quad P_c = \frac{a}{27b^2} \quad e \quad T_c = \frac{8a}{27Rb}, \quad (1.37)$$

cujas demonstrações encontram-se no Apêndice C.

Substituindo-se as equações (1.37) em (1.36), obtemos:

$$\begin{aligned}\frac{aP_r}{27b^2} &= \frac{8aRT_r}{27Rb(3bV_r - b)} - \frac{a}{9b^2V_r^2} \\ \frac{P_r}{27b^2} &= \frac{8T_r}{27b^2(3V_r - 1)} - \frac{1}{9b^2V_r^2} \\ \frac{P_r}{27} &= \frac{8T_r}{27(3V_r - 1)} - \frac{1}{9V_r^2}.\end{aligned}\quad (1.38)$$

E portanto, temos que:

$$P_r = \frac{8T_c}{3V_r - 1} - \frac{3}{V_r^2}.\quad (1.39)$$

Observe que esta equação de van der Waals as constantes a , b e R desapareceram, sendo assim válida para qualquer gás.

f) Fixação da teoria de van der Waals

Exemplo 1.5. Sabendo-se que 3,50mols de NH_3 ocupam um volume igual a 5,20l a uma temperatura de $47^\circ C$, calcule a pressão do gás, em atm, usando a equação de van der Waals onde $a = 4,17\text{atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$ e $b = 0,0371\text{L}/\text{mol}$.

Texto adaptado de Chang, 2013.

Solução : Substituindo-se os valores $n = 3,50\text{mol}$, $V = 5,20\text{l}$, $a = 4,17\text{atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$, $T = 47 + 273 = 320\text{K}$ e $b = 0,0371\text{L}/\text{mol}$ na equação

$$(P + n^2a/V^2)(V - nb) = nRT,$$

obtemos:

$$\begin{aligned}\left(P + \frac{(3,50)^2 \times 4,17}{(5,20)^2}\right)(5,20 - 3,50 \times 0,0371) &= 3,50 \times 0,0821 \times 320 \\ P &= 16,2\text{atm}.\end{aligned}$$

g) Atividade I

Os alunos, em sala de aula, sob a orientação do professor deverão, em grupo, desenvolver as seguintes atividades:

A1) Com o auxílio do software excel e da tabela (1.6) encontrar os valores de a e b dados por:

$$a = \frac{27R^2T_c^2}{64P_c}; \quad (1.40)$$

$$b = \frac{RT_c}{8P_c}, \quad (1.41)$$

onde $R = 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K}}$.

Tabela 1.6: Constantes críticas de alguns gases

Gás	$P_c(\text{atm})$	$T_c(\text{K})$
He	2,26	5,2
Ar	48,0	150,7
CO ₂	72,9	304,2
O ₂	50,14	154,8

Fonte: Adaptado de Atkins, 2015, .26.

A2) Compare os valores de a e b obtidos na atividade (A1) com os dados da tabela (1.7).

Tabela 1.7: Constantes de alguns gases

Gás	$a(\frac{\text{atm.l}^2}{\text{mol}^2})$	$b(\frac{\text{l}}{\text{mol}})$
He	0,034	0,0237
Ar	1,34	0,0322
CO ₂	3,59	0,0427
O ₂	1,36	0,0318

Fonte Adaptado de Chang, 2013, p.2012.

A3) Usando os valores obtidos a e b na questão anterior, encontre a equação de van der Waals dada por $(P + a/V^2)(V - b) = RT$.

h) **Atividade II**(Atividade-extraclasse)

O aluno deverá ler o artigo: Sequestro de carbono salvará o carvão limpo? O referido artigo encontra-se em (BIELLO, 2011, p.20). Na aula seguinte, discussão geral em grupo.

O artigo trata de entender a necessidade do sequestro do gás CO₂ e os riscos e consequências do acúmulo do mesmo na atmosfera (BIELLO, 2011, p.20).

Esta atividade tem como objetivo contextualizar o gás real CO₂ com a realidade na qual o aluno está inserido, motivando e complementando o aprendizado do modelo de van der Waals, visto em sala de aula.

1.5 AULA 5: GÁS IDEAL X GÁS REAL

1.5.1 Objetivos

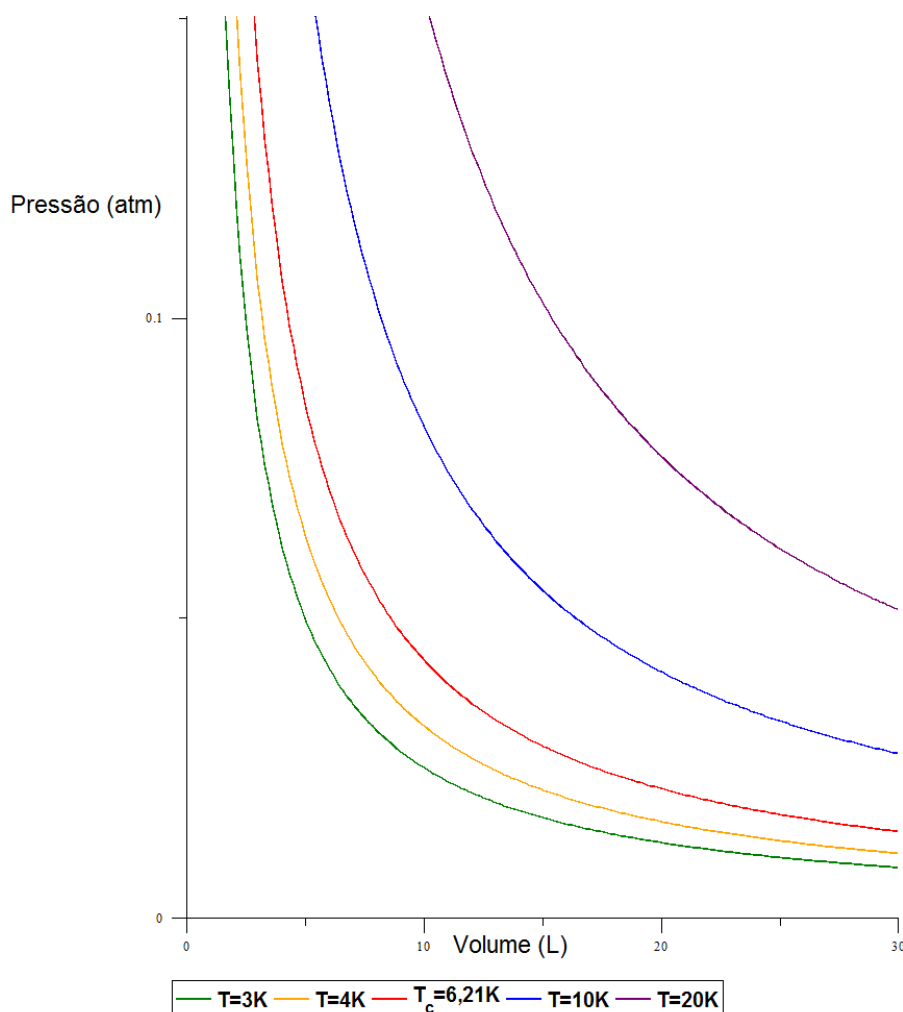
Identificar as principais propriedades que diferenciam o gás real do gás ideal.

1.5.2 Apoio didático

Dentro da exatidão das medidas, o gás desvia-se da idealidade, ou seja, apresenta um comportamento não ideal e sim real. Esses desvios, em valores absolutos, são pequenos e são observados em gases puros e em misturas gasosas não reagentes. À temperatura ambiente e baixa pressão praticamente não ocorre desvios da idealidade, porém, à medida que a pressão aumenta o comportamento desses gases divergem (Castellan, 2016, p.34).

O fenômeno citado pode ser observado através dos gráficos das figuras (1.28) e (1.30). Na Figura (1.28) temos as isotermas do gás ideal.

Figura 1.28: Isotermas gás ideal



Fonte: Adaptado, Resnick et al., 2014, p.238

Através de bolas de gude representamos as moléculas de um gás ideal (Figura 1.29).

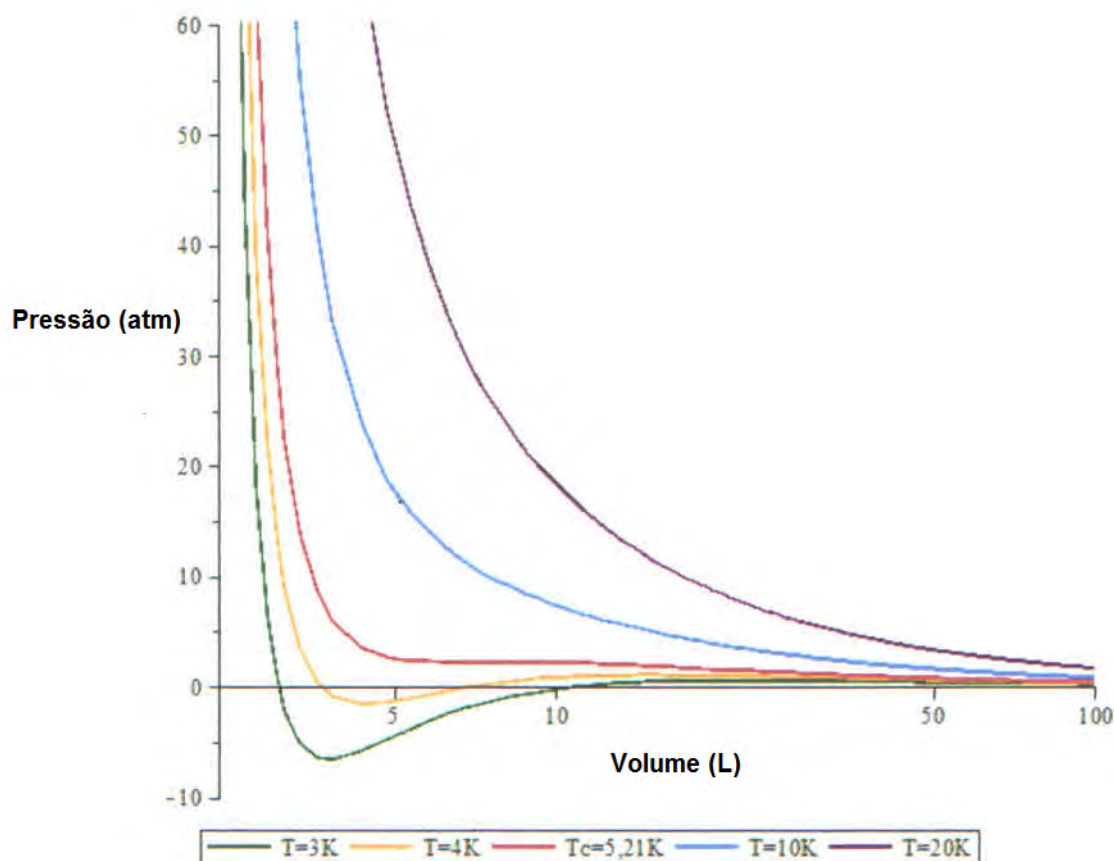
Figura 1.29: Bolas de gude representando moléculas de um gás ideal



Fonte: Autora, 2018.

Já na Figura (1.30) temos as isotermas de van der Waals, onde podemos comparar os gráficos observando que para baixas temperaturas as isotermas diferem das hipérbolas, que são curvas características do gás ideal.

Figura 1.30: Isotermas de van der Waals



Fonte: Adaptado de Resnick et al., 2014, p.238..

Através de bolas de gude representamos as moléculas de um gás real, veja a Figura (1.31).

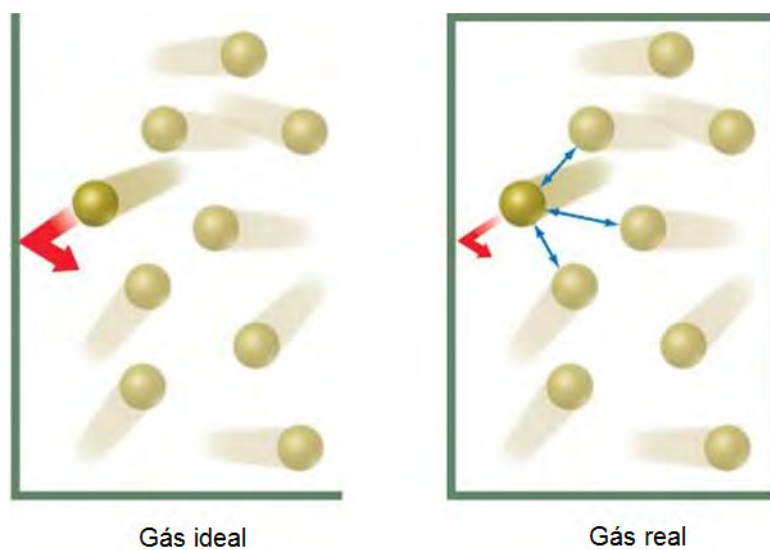
Figura 1.31: Bolas de gude representando moléculas de um gás real



Fonte: Autora, 2018.

Um gás real existe sob a maioria das condições de temperatura e pressão e é constituído por partículas materiais dotadas de movimento caótico, sujeitas às forças de interação molecular, ao contrário do gás ideal, conforme podemos visualiizar através da Figura (1.32).

Figura 1.32: Moléculas dos gases ideal e real.



Fonte: Adaptado de Chemistry the Central Science ¹⁰

¹⁰Disponível em <http://schoolbag.info/chemistry/central/96.html>.

a) **Atividade** (Resolução de problemas em sala de aula: equação de van der Waals)

A1) Criar uma tabela contendo 5 valores de temperatura que estão próximas da temperatura crítica do gás hélio.

Tabela 1.8: Temperaturas em Kelvin

$T(K)$					
--------	--	--	--	--	--

Fonte: Autora, 2018.

A2) Para cada temperatura na tabela criada no problema A1, obtenha uma função $P(V)$ aplicando os valores a e b , referente a um dos elementos químicos presentes na tabela (1.7). Para tanto, use a seguinte versão da equação de van der Waals:

$$P(v) = RT/(v - b) - a/v^2.$$

A3) Utilize o computador e obtenha o gráfico de cada função $P(V)$, obtidas no problema A2.

1.6 AULA 6: CÁLCULO DAS CONSTANTES DE VAN DER WAALS USANDO O SOFTWARE EXCEL

1.6.1 Objetivos

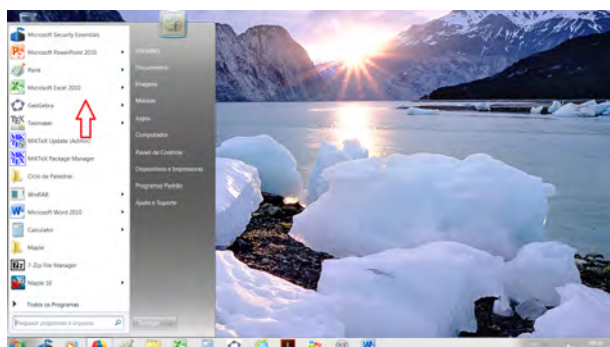
Aprender calcular as constantes de van der Waals a e b , usando como ferramenta o Excel.

1.6.2 Apoio didático

O programa Excel é de fácil acesso e está presente na maioria dos computadores, inclusive em smartphones. Apresentaremos agora os passos à serem utilizados no processo da programação:

1º Passo: Clicar em cima do icone do Excel. Veja a Figura (1.33).

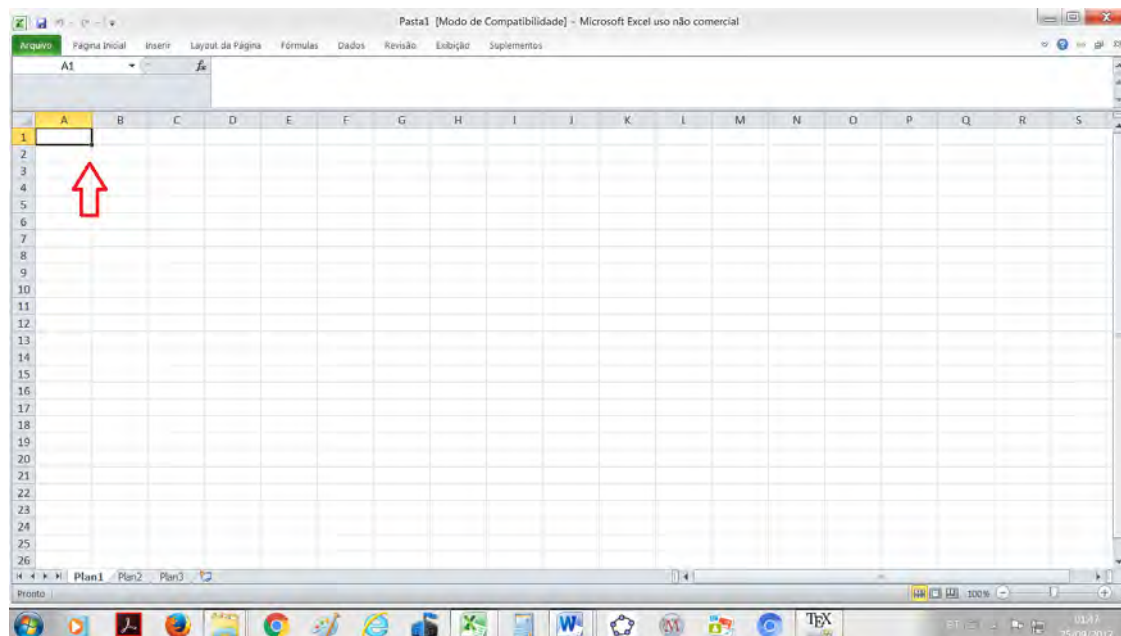
Figura 1.33: 1º Passo na programação da fórmula das constantes a e b



Fonte: Autora, 2018.

2º Passo: Logo após clicar em cima do ícone Excel, observe que vai abrir uma tela no formato da Figura (1.34):

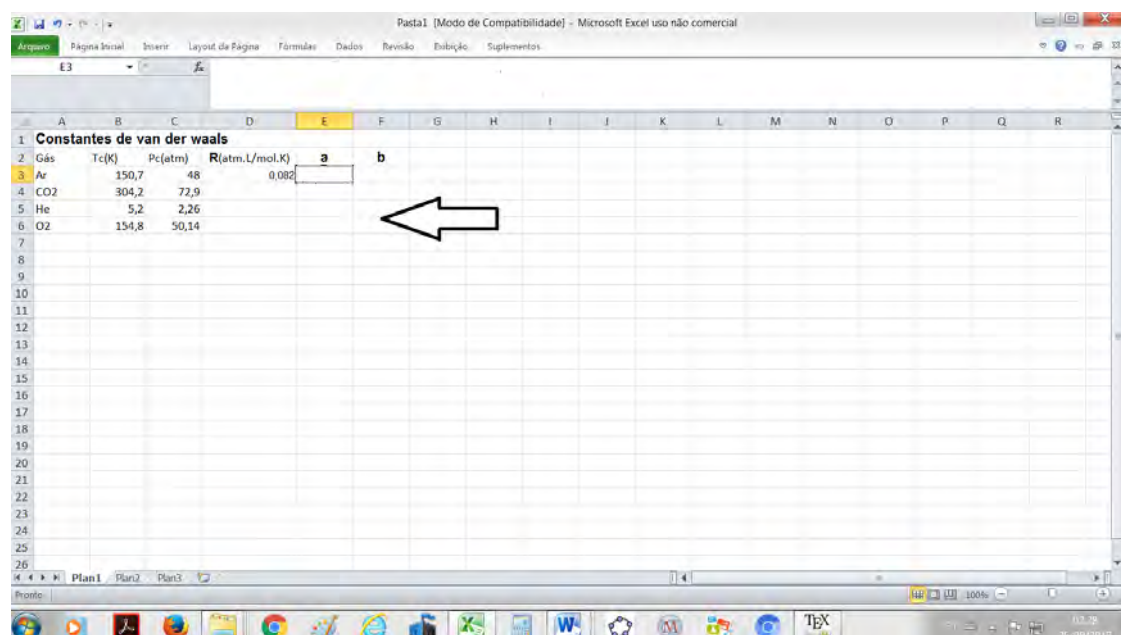
Figura 1.34: 2º Passo na programação da fórmula das constantes a e b



Fonte: Autora, 2018.

3º Passo: Coloque os seguintes valores, de acordo com a figura (1.35):

Figura 1.35: 3º Passo na programação da fórmula das constantes a e b



Fonte: Autora, 2018.

4º Passo: Vamos programar:

Lembrando que as fórmulas das constantes da equação de van der Waals são dadas por:

$$a = \frac{27R^2 \cdot T_c^2}{64P_c} \quad e \quad b = \frac{R \cdot T_c}{8P_c}$$

No Excel utiliza-se os seguintes operadores,

Tabela 1.9: Operadores do Excel

Operação	produto	divisão	expoente
Operador	*	/	^

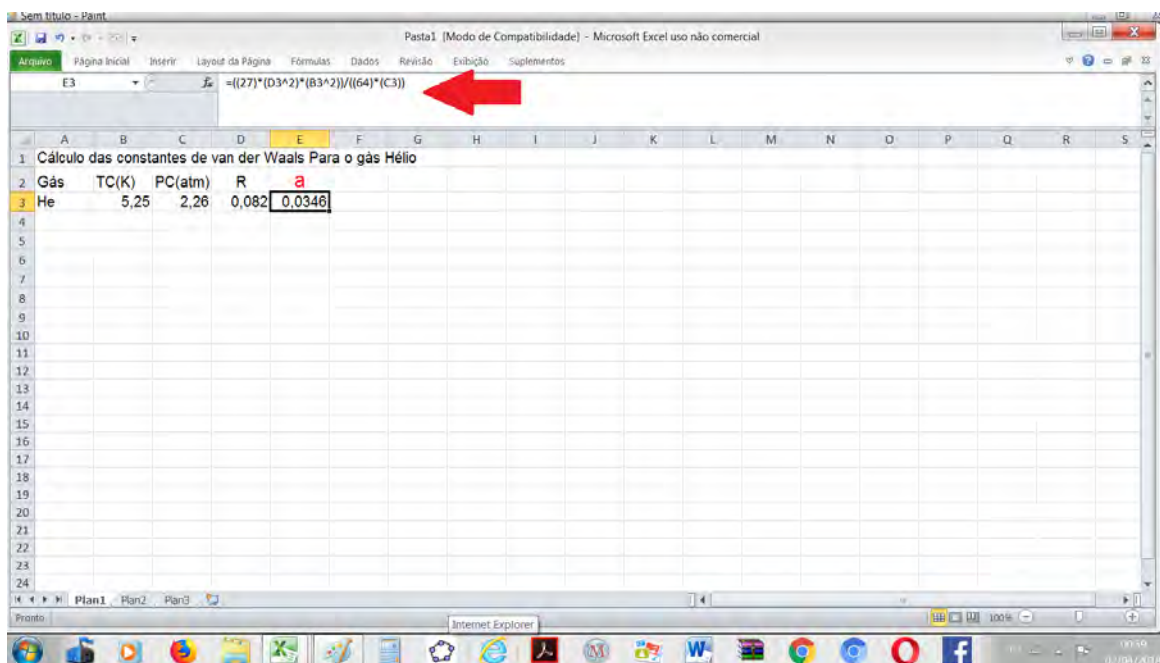
Fonte: Autora, 2018.

Programando a fórmula da constante a em Excel obtemos:

$$a = ((27) * (D3^2) * (B3^2)) / ((64) * (C3))$$

Você vai fazer o mesmo processo para todos os gases, basta clicar em cima de cada valor, e não esquecer de colocar os parênteses e os operadores.

Figura 1.36: 4º Passo na programação da fórmula das constantes a e b

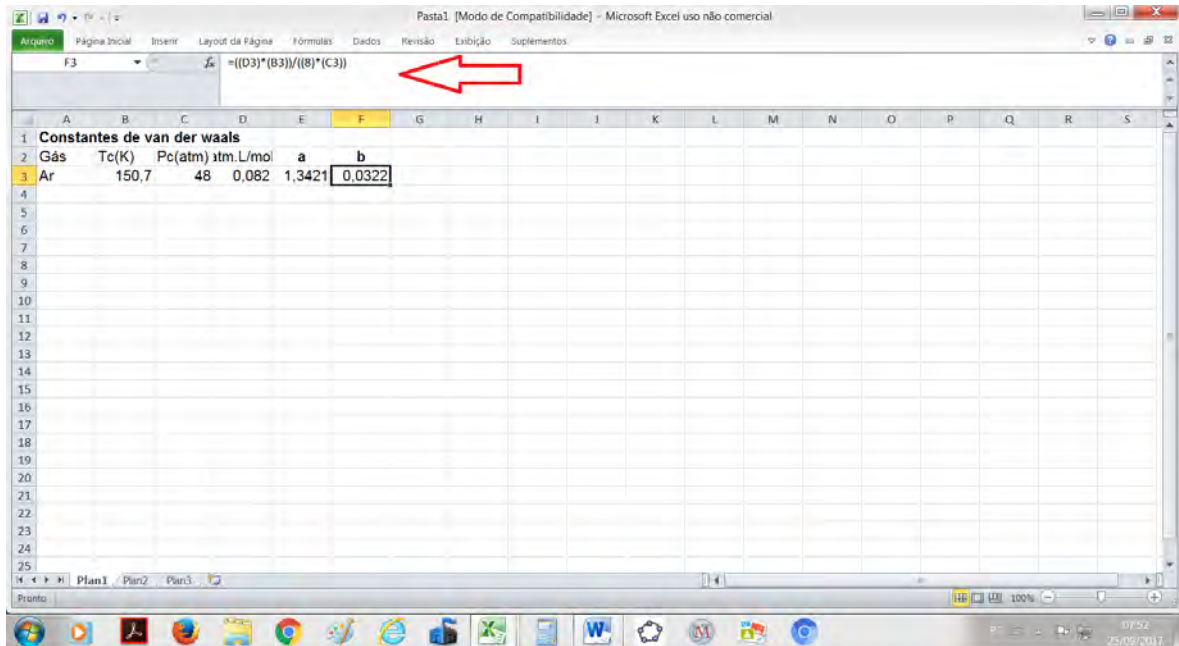


Fonte: Autora, 2018.

5º Passo: Programando a fórmula da constante b :

$$b = ((D3) * (B3)) / ((8) * (C3))$$

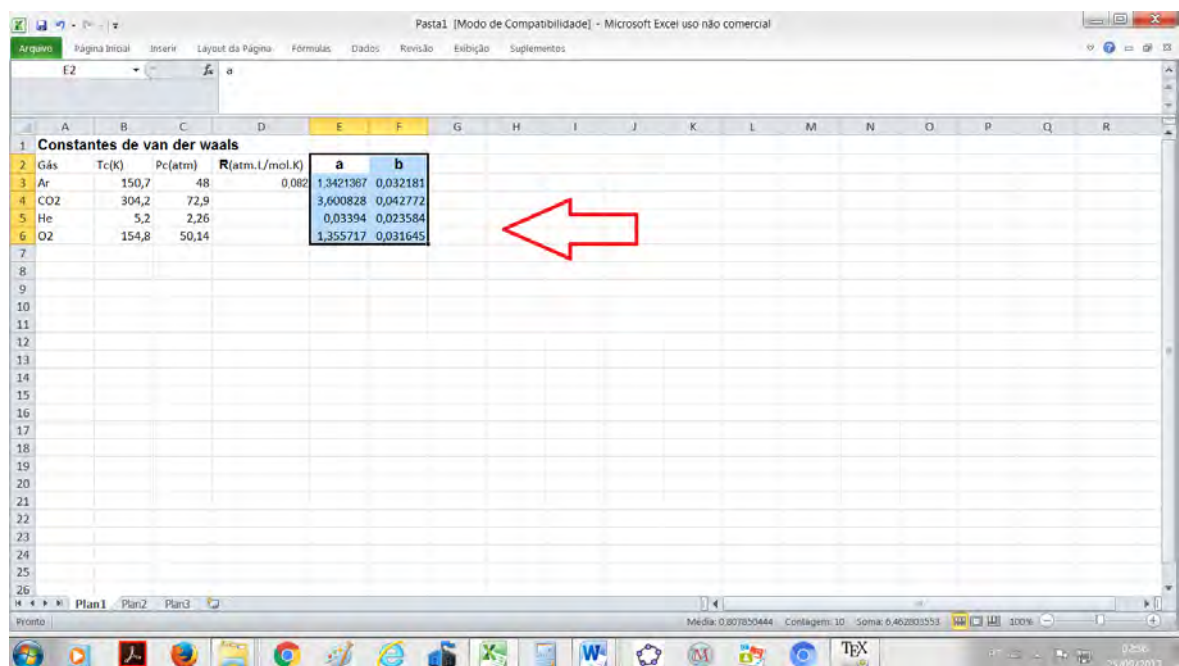
Figura 1.37: 5º Passo na programação da fórmula das constantes a e b



Fonte: Autora, 2018.

6º Passo: Após ter inserido todas as fórmulas, tanto para o a quanto para o b , você deverá dar enter. Com isso o Excel irá calcular as constantes a e b para cada gás existente (veja a figura 1.38):

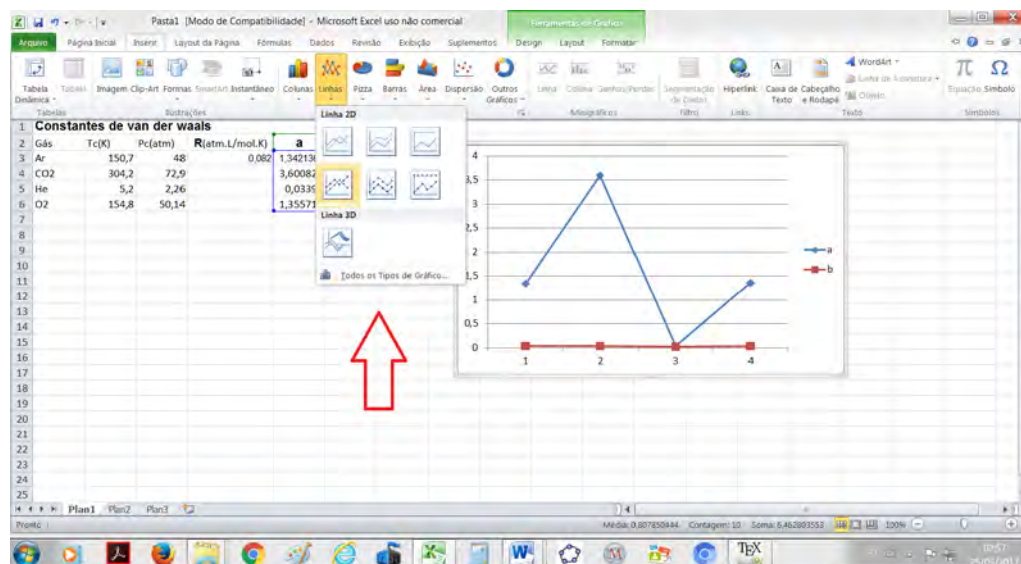
Figura 1.38: 6º Passo na programação da fórmula das constantes a e b



Fonte: Autora, 2018.

- ii) 7º Passo: Você pode até pedir para plotar (gerar o gráfico), basta seleccionar as células de *a* e *b* e ir no comando *inserir gráfico* (veja a Fig 1.39), pronto. Não foi fácil?

Figura 1.39: 7º Passo na programação da fórmula das constantes *a* e *b*.



Fonte: Autora, 2018.

1.7 AULA 7: ATIVIDADE EXPERIMENTAL

1.7.1 Objetivos

Relacionar a adsorção do carvão como uma interação de van der Waals.

1.7.2 Apoio didático

No fenômeno que envolve o carvão, ocorre a adsorção, a qual é explicada com base em dois tipos de interação: a adsorção física e a adsorção química. Na adsorção física a interação ocorre por forças intermoleculares do tipo van der Waals. Já na adsorção química a interação ocorre por meio de ligações químicas, conforme se lê em Mimura; Sales; Pinheiro (2010, p.53).

Mas o que vem a ser as forças intermoleculares de van der Waals? Segundo Atkins; Paula (2015, p.31) são forças repulsivas e atrativas entre as moléculas. As forças repulsivas contribuem para a expansão do gás, enquanto que as forças atrativas para a compressão. Isto se dá porque nos gases reais as moléculas interagem entre si.

- i) Atividade: Experimento

Este experimento encontra-se em Mimura, Sales e Pinheiro (2010, p. 53), tendo como objetivo demonstrar a existência das forças intermoleculares de van der Waals. Dentre

os materiais propostos no artigo para a realização do experimento optamos pelos mais acessíveis e de baixo custo, com exceção do becker, por possuir descrito as medidas à serem utilizadas. Segue a descrição do material a ser utilizado no experimento.

(a) Material:

- i. Um frasco para preparar 500 mL de um refresco artificial;
- ii. Uma colher de chá;
- iii. Um pacote de refresco em pó (a cor é mais nítida nos de morango e uva);
- iv. Uma folha do tipo usado para coar café;
- v. Um suporte de filtro para coar café (Figura 1.40);

Figura 1.40: Filtro para coar café.



Fonte: Autora, 2018.

- vi. Dois copos de béquer de 250 mL ou copos comuns (Figura 1.41).

Figura 1.41: Béquer



Fonte: Autora, 2018.

vii. Carvão vegetal (Usado em churrasco) (Figura 1.42).

Figura 1.42: Carvão vegetal



Fonte: Autora, 2018.

viii. Um pequeno pilão de madeira (Figura 1.43).

Figura 1.43: Pilão de madeira.



Fonte: Autora, 2018.

ix. Luvas latex (Figura .1.44).

Figura 1.44: Luvas latex



Fonte: Autora, 2018.

(b) Procedimentos:

Prepare cerca de 250 mL de refresco conforme as instruções no rótulo da embalagem. Triture aproximadamente duas colheres de carvão vegetal até obter uma granulação. Use luvas para manipular o carvão, porque sujam as mãos ao simples toque. No copo, coloque uma colher de chá cheia do carvão vegetal. Adicione então o refresco preparado até atingir o volume de 100 mL, agite e deixe em repouso por cerca de cinco minutos. Em seguida filtre para separar o carvão do refresco. Compare agora a coloração da solução filtrada com a do refresco original.

(c) Conclusão:

Observa-se que a coloração do refresco diminuiu após o contato com o carvão, pois ocorreu uma adsorção de algumas moléculas da superfície do corante.

ii) Atividade - extraclasse

O aluno deverá ler o artigo da revista Galileu, como exemplo das forças de van der Waals: Pata da lagartixa inspira estímulo a reciclagem (www.revistagalileu.globo.com)

As lagartixas conseguem se sustentar com essa elegância toda nos lugares mais improváveis por causa de uma sutil combinação de fatores: cada uma de suas patas possui aproximadamente 500 mil pêlos ultrafinos conhecidos por setae. Esses pelinhos contêm terminações que causam uma intensa atração intermolecular conhecida como força de van der Waals (Figura 1.45).

Sugere-se no Apêndice D alguns LINKS que tratam dos gases ideal e real.

Figura 1.45: Pata da lagartixa e as ranhuras formadas pelos filamentos



Fonte: Revista Galileu ¹¹

¹¹Disponível em: <http://revistagalileu.globo.com/Tecnologia/noticia/2015/12/pata-da-lagartixa-inspira-estimulo-reciclagem.html>. Acesso em 07 de fevereiro de 2018.

1.8 AULA 8: SONDAGEM DO PROCESSO DE ASSIMILAÇÃO DE CADA PARTICIPANTE

1.8.1 Objetivos

Avaliar a aprendizagem da teoria trabalhada ao longo das sete aulas.

1.8.2 Apoio didático

Aplicação de um questionário impresso (pós-teste). Uma sugestão de questionário encontra-se no Apêndice E.

(a) Atividade: Questionário (pós-teste)

Nesta atividade os alunos irão responder a um questionário que tem como objetivo buscar evidências de compreensão e captação de conhecimentos com significados. Tornando assim, explícito o elo entre o que se tem e o que se obteve, descrevendo assim uma interação cognitiva entre o conhecimento previamente existente e aquele que foi inserido.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ALVARENGA, B.; MÁXIMO, A.. **Curso de física, vl.2.** São Paulo: Editora Scipione, 2010.

ALVARENGA, B.; MÁXIMO, A.. **Curso de física, vl.3.** São Paulo: Editora Scipione, 2010.

ATKINS, P.; PAULA, J. **Físico-química.** Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 2015.

BEBEACHIBULI, A.; LIBARDI, L. H.; BAGNATO, V. S.. Determinando o número de Avogadro pelo método de J. Perrin. **Rev. Brasileira de Ensino de Física**, vol. 21, nº 3, pp.447, 1999.

BIELLO, D.. Sequestro de carbono salvará o carvão limpo? **Revista Scientific American Brasil-Aula aberta.** Editora Moderna, São Paulo-SP, nº 6, p.23-24, 2011. Disponível em: https://issuu.com/ed_moderna/docs/saaulaaberta6 . Acesso em: 8 de out. 2017.

BRUNETTO, R. S.; OLIVEIRA, A. C.; JÚNIOR, M. R. F.. Equipamento experimental para determinação de dados pVt para sistemas gasosos. **Revista Brasileira de Física**, v. 27, n. 3, p. 363-367, 2005.

BOJORNO, J. R. et tal. **Física-eletromagnetismo, física moderna** São Paulo: FTD S.A., 2013.

BUNGE, M. **Teoria e realidade.** São Paulo: Perspectiva.1974. 243p.

CASTELLAN, G. **Fundamentos de físico-química.** Rio de Janeiro: LTC.2016.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A.; tradução: PINHO, M.. **Química.** Brasil: McGraw-Hill, 2013.

CORTELLA, M. S. **Por que fazemos o que fazemos?: aflições vitais sobre trabalho, carreira e realização.** São Paulo: Planeta, 2016.

COSTA, D. M. A.da. **Análise do desvio de comportamento entre gás real e gás Ideal.** HOLOS, [S.l.], v. 2, p. 4-10, dez. 2007. ISSN 1807-1600. Disponível em: <<http://www2.ifrn.edu.br/ojs/index.php/HOLOS/article/view/92>>. Acesso em: 18 set. 2017.

- COSTA, M. A. F.; COSTA, M. F. B. **Projeto de pesquisa. Entenda e faça.** Petrópolis-RJ: Editora Vozes, 2012.
- CROSLAND, Maurice P. **Gay-Lussac Scientist and Bourgeois.** *Revue d'histoire des sciences*, tome 33, n°4, 1980. pp. 372-375. Disponível em: < https://www.persee.fr/doc/rhs_0151-4105_1980_num_33_4_1737>. Acesso em: 6 de set. de 2017.
- FONSECA, V. **Desenvolvimento cognitivo e processo de ensino-aprendizagem.** Petrópolis-RJ: Editora Vozes, 2018.
- FREIRE, P. **Pedagogia da autonomia: saberes necessários a prática educativa.** São Paulo-SP: Paz e Terra, 1996.
- HOFFMANN. **Avaliar: respeitar primeiro educar depois.** Porto Alegre: Editora Mediação, 2008.
- MARTINI, G. et al.. **Conexões com a física, volume 2.** 2ª ed. São Paulo: Editora Moderna, 2013.
- MAGALHÃES, W. F. **Termodinâmica do equilíbrio físico-químico** Modalidade Educação a Distância. UFMG, 2009.
- MAHAN, B.M.; MYERS, R. J. **Química, um curso universitário.** 4ª ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher Ltda, 2000.
- MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO. *Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN+). Ciências da natureza, matemática e suas tecnologias-Física.* vol. 2, 2006. Disponível em <<http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/CienciasNatureza.pdf>>. Acesso em: 5 de Ago. de 2017.
- MIURA, A. M. S; SALES, J. R. C.; PINHEIRO, P. C.. **Atividades experimentais simples envolvendo adsorção sobre carvão.** *Química nova na escola.* vol.32, n°1, fev. 2010. Disponível em <<https://www.emsintese.com.br/2010/quimica-nova-na-escola-vol-32-fevereiro/>>. Acesso em: 28 de Jan. de 2017.
- MOREIRA, M. A. **Mapas conceituais e aprendizagem significativa.** São Paulo: Centauro Editora, 2010.
- MOREIRA, M. A. **Teorias de aprendizagem.** São Paulo: E. P. U. 2015.
- MOREIRA, M. A. **Aprendizagem significativa: a teoria e textos complementares.** São Paulo: Editora Livraria da Física, 2011.
- MOREIRA, M. A.; MASINI, E. F. S. **Aprendizagem significativa: a teoria de David Ausu-**

- bel. 2ª ed. São Paulo: Centauro Editora, 2016.
- NUSSENZVEIG, H. M. **Curso de física básica, 2: fluídos, oscilações e ondas.** São Paulo: Blucher, 2014.
- OLIVEIRA, M.J. **Termodinâmica, 2ª ed.** São Paulo: Editora Livraria da Física, 2012.
- PERUZZO, J. **Termodinâmica, ondulatória & óptica.** São Paulo-SP: Editora Livraria da Física, 2012.
- RESNICK, J. W.; HALLIDAY, D.; KRANE, K. S.; tradução PACHECO, P. M. C. L. **Física 2.** 5ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2014.
- RODITI, I. **Dicionário Houaiss de física.** Rio de Janeiro: Objetiva, 2005.
- REGO, T. C.. **Vygotsky: uma perspectiva histórico-cultural.** Rio de Janeiro: Editora Vozes, 2014.
- RUSSEL, J. B. **Química geral.** Tradução e revisão técnica: Márcia Guekezian. et. al - volume 1. 2ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 1994.
- SALINAS, S. A. R. **Introdução à física estatística.** São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 2013.
- SAMPAIO, J. L. **Universo ds física 2: hidrografia, termologia, óptica.** SãoPaulo: Editora Saraiva, 2005.
- SANT'ANNA, I. M. **Por que avaliar?: como avaliar?: critérios e instrumentos.** Petrópolis, RJ: Vozes, 2011.
- SELBACH, S. et al. **Ciências e Didática** Petrópolis, RJ: Editora Vozes, 2010.
- SILVA, C. X.; FILHO, B. F.; **Física aula por aula:mecânica dos fluidos, termologia, óptica;v.2** São Paulo: Editora FTD, 2010.
- SILVA, J. F. ; HOFFMANN, J.; ESTEBAN, M. T. **Práticas avaliativas e aprendizagens significativas em diferentes áreas do currículo.** Porto Alegre: Editora Mediação, 2008.
- WAAL, J. V. The equation of state for gases and liquids, 1910. **Nobel Lecture, December 12** Genebra: The Nobel Foundation, 1910. Disponível em <https://www.nobelprize.org/nobel_prizes/physics/laureates/1910/>. Acesso em: 11 de Set. de 2017.
- ZABALA, A. **A prática educativa-como ensinar.** Porto Alegre: Editora Artes médicas sul LTDA, 1998.

APÊNDICES

APÊNDICE A LEVANTAMENTO PRÉVIO

Professor(a):.....

Aluno(a):.....Turma:.....

1. O que você vem a ser um gás?
2. Podemos afirmar que o gás tem peso?
 - () Sim,
 - () Não.
3. O que você entende por gás ideal?
4. Qual das alternativas é uma das características do modelo de van der Waals?
 - (a) A baixas temperaturas e alta pressão as isotermas de van der Waals coincidem com as isotermas do gás ideal.
 - (b) Nos líquidos e gases as constantes de van der Waals não ser determinadas.
 - (c) Os líquidos e os gases coexistem quando os efeitos de coesão e os de dispersão estão desequilibrados.
 - (d) Temperaturas e pressões críticas estão relacionadas com as constantes de van der Waals,
 - (e) Em temperaturas amenas as isotermas de van der Waals coincidem com as isotermas.
5. O que você entende por pressão?
6. Você acha que existe alguma limitação para o gás ideal? Se sua resposta for sim, justifique-a.
7. Você já ouviu falar, ou já leu, sobre o cientista van der Waals?

Sim,

Não.

8. Marque a alternativa que representa as grandezas de um gás:

(a) pressão e volume

(b) volume e temperatura.

(c) massa e volume.

(d) temperatura, pressão e volume.

(e) massa, pressão, volume e temperatura.

APÊNDICE B ATIVIDADES EXPERIMENTAIS DAS LEIS DE BOYLE, CHARLES E GAY-LUSSAC

Atividade-Experimento: Lei de Boyle

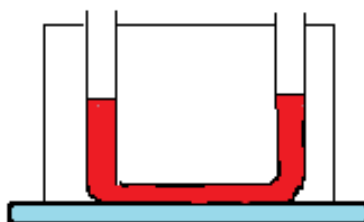
Texto adaptado de Peruzzo (2012, p. 32).

1. **Objetivo:** Estudar a relação entre volume e pressão para uma determinada massa gasosa, sob temperatura constante (transformação gasosa isotérmica).
2. **Material:**
 - (a) Um pequeno balão de borracha.
 - (b) Água colorida.
 - (c) Fita adesiva.
 - (d) Suporte de madeira.
 - (e) Tubo em U (mangueira flexível e transparente).

3. Procedimento

Prenda com um pedaço de fita adesiva o tubo em U no suporte de madeira, de modo a deixá-lo na vertical. Despeje um pouco de água no seu interior até que os níveis nos dois lados fiquem iguais e acima da parte horizontal do tubo (Figura 46)..

Figura 46: Pressão x Volume

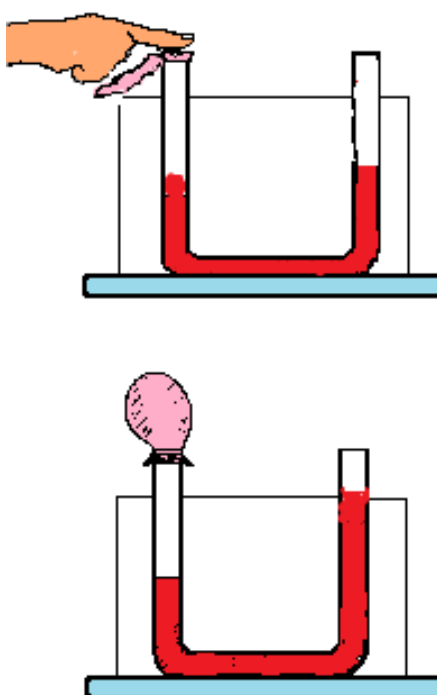


¹²Disponível em: <http://fonteatomica.com/a-lei-de-boyle/>. Acesso em: 15 nov. 2017.

Fonte: Adaptado de Fonte atômica¹²

Prenda o balão sem ar em uma das pontas e pressione-o com o dedo. Despeje mais água na outra ponta do tubo, até a borda. A seguir, retire o dedo e observe que o ar entra no balão, e este acaba enchendo um pouco. Despeje novamente água na extremidade do tubo e observe que o balão enche um pouco mais (Figura 47). Antes de colocar o balão no tubo é bom enchê-lo e esvaziá-lo algumas vezes para deixá-lo mais elástico.

Figura 47: Pressão x Volume



Fonte: Adaptado de Fonte atômica¹³

4. Conclusão

O desnível da coluna de água nos dois lados do tubo indica que a pressão no lado do balão é maior que a pressão atmosférica. A lei de Boyle-Mariotte afirma que à temperatura constante a pressão varia inversamente com o volume. Portanto o experimento vai ilustrar a lei de Boyle-Mariotte de forma qualitativa.

Atividade-Experimento: Lei de Charles.

Texto adaptado de: <https://www.marquecomx.com.br/2017/03/3-experimentos-sobre-gases-pressao-volume-temperatura.html>.

¹³Disponível em: <http://fonteatomica.com/a-lei-de-boyle/>. Acesso em: 15 nov. 2017.

1. Objetivo

Estudar a relação entre volume e temperatura para uma determinada massa gasosa, sob pressão constante (transformação gasosa isobárica).

2. Materiais

- (a) 1 balão de festa
- (b) 2 recipientes de vidro.
- (c) Água gelada com cubos de gelo.
- (d) Água quente.

3. Procedimento

Encha o balão até a metade de sua capacidade. Em um dos recipientes adicione a água gelada com gelo. No outro recipiente ponha água quente. Em seguida, mergulhe o balão no recipiente contendo água gelada e observe o que acontece com o volume. Repentinamente transfira o balão para o recipiente contendo água quente (Figuras 48 e 49). Por fim, observe o que acontece com o volume do balão.

Figura 48: Água gelada



Fonte: Autora, 2017.

Figura 49: Água quente

Fonte: Autora, 2017.

4. Conclusão

Neste experimento ocorre uma transformação gasosa isobárica. O aumento de temperatura, provocado pela água quente, faz com que aumente o volume do balão.

Atividade-Experimento: Lei de Guy-Lussac.

Texto adaptado de Peruzzo (2012, p. 36).

1. Objetivo

Estudar a relação entre pressão e temperatura para uma determinada massa gasosa, sob volume constante (transformação gasosa isocórica).

2. Materiais

- (a) 1 garrafa PET de dois litros (2L).
- (b) 1 termômetro.
- (c) 1 bomba de encher pneu de bicicleta.

3. Procedimento

Acople a mangueira da bomba de encher pneu na tampa da garrafa PET, de modo que ela fique bem firme. Coloque o termômetro dentro da garrafa, feche a

sua tampa e bombeie ar dentro da garrafa (Figura 50). Faça bastante força, de modo que a pressão no interior da garrafa eleve-se consideravelmente. Acompanhe a elevação da temperatura do ar no interior da garrafa marcada pelo termômetro.

Figura 50: Pressão e temperatura



Fonte: Autora, 2017.

4. Conclusão

Neste experimento ocorre uma transformação gasosa isovolumétrica. O aumento de pressão provocado pelo bombeamento de ar para o interior da garrafa faz aumentar sua temperatura.

APÊNDICE C DEMONSTRAÇÃO DAS FÓRMULAS DAS CONSTANTES DE VAN DER WAALS.

Neste apêndice apresentaremos a demonstração matemática das seguintes fórmulas:

$$1. a = \frac{27R^2T_c^2}{64P_c};$$

$$2. b = \frac{RT_c}{8P_c},$$

$$\text{onde } R = 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K}}.$$

No que segue, apresenta-se o cálculo para a obtenção das constantes a e b fundamentado em Salinas (2013, p.296-297), Luiz (2013, p.6) e Nussenzeig (2014).

A partir da equação de VDW $(P + \frac{a}{v^2})(v - b) = RT$, obtém-se a seguinte equação cúbica em v :

$$v^3 - (b + \frac{RT}{P})v^2 + \frac{av}{P} - \frac{ab}{P} = 0. \quad (42)$$

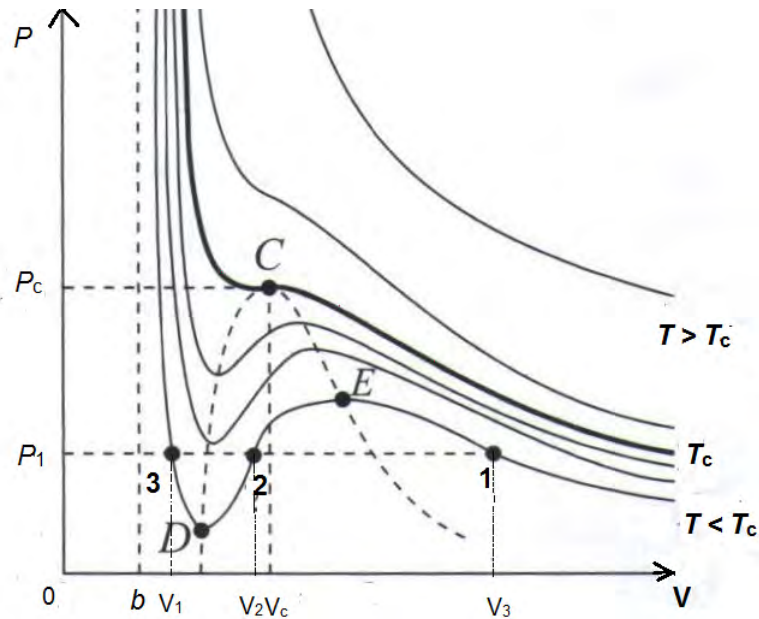
Sabe-se que para temperatura suficientemente baixa T , a equação (42) tem três raízes distintas v_1 , v_2 e v_3 (volumes), originadas da intersecção da horizontal $P = P_1$ com a isoterma, conforme pode ser visto na Figura (51).

E a medida que T aumenta, observa-se que os três volumes vão se aproximando, veja a Figura (51), até que, para uma dada temperatura $T = T_c$, os três pontos se confundem num único ponto $C = (v_c, P_c)$. Portanto, $v_1 = v_2 = v_3 = v_c$.

As grandezas v_c , P_c , e T_c são denominadas coordenadas críticas de um gás, onde v_c é o volume molar crítico. Para $T > T_c$ a equação passa a ter uma única raiz. Observa-se ainda que, para $T < T_c$ cada isoterma passa por um mínimo D e um máximo E (Figura 51).

Substituindo-se a temperatura e pressão crítica, $T = T_c$ e $P = P_c$, respectivamente na equação (42), obtém-se:

Figura 51: Isotermas de van der Waals



Fonte: Adaptado de Nussenzveig, 2014.

$$v^3 - \left(b + \frac{RT_c}{P_c}\right)v^2 + \frac{av}{P_c} - \frac{ab}{P_c} = 0. \quad (43)$$

Como observado anteriormente, este polinômio tem três raízes iguais a v_c . Então

$$(v - v_c)^3 = 0. \quad (44)$$

Ou seja,

$$v^3 - 3v_c v^2 + 3v_c^2 v - v_c^3 = 0. \quad (45)$$

Comparando as equações (43) e (45), tem-se que:

$$b + \frac{RT_c}{P_c} = 3v_c; \quad (46)$$

$$\begin{aligned} \frac{a}{P_c} &= 3v_c^2 \\ \frac{1}{P_c} &= \frac{3v_c^2}{a}; \end{aligned} \quad (47)$$

e

$$\begin{aligned}\frac{ab}{P_c} &= v_c^3 \\ ab\left(\frac{1}{P_c}\right) &= v_c^3.\end{aligned}\tag{48}$$

Substituindo-se (47) em (48), obtêm-se:

$$\begin{aligned}ab\left(\frac{3v_c^2}{a}\right) &= v_c^3 \\ 3bv_c^2 &= v_c^3 \\ 3bv_c^2 - v_c^3 &= 0 \\ v_c^2(3b - v_c) &= 0.\end{aligned}\tag{49}$$

Como o volume crítico é não nulo, isto é, $v_c \neq 0$, então $3b - v_c = 0$, ou seja,

$$v_c = 3b.\tag{50}$$

Substituindo-se (50) em (47) obtêm-se:

$$P_c = \frac{a}{27b^2},\tag{51}$$

ou seja,

$$a = 27b^2P_c.\tag{52}$$

E substituindo-se a igualdade (50) e (51) em (46) tem-se que:

$$\begin{aligned}T_c &= \frac{3v_cP_c - bP_c}{R} \\ &= \frac{(3v_c - b)P_c}{R} \\ &= \frac{3 \cdot 3b - b}{R} \frac{a}{27b^2} \\ &= \frac{8a}{27bR}.\end{aligned}\tag{53}$$

Agora, ao substituir a igualdade (52) em (53) obtêm-se:

$$\begin{aligned}T_c &= \frac{8 \cdot 27b^2P_c}{27bR} \\ &= \frac{8bP_c}{R}.\end{aligned}\tag{54}$$

Portanto,

$$b = \frac{RT_c}{8P_c}. \quad (55)$$

E substituindo-se (55) em (52) tem-se que:

$$\begin{aligned} a &= 27\left(\frac{RT_c}{8P_c}\right)^2 P_c \\ &= \frac{27R^2 T_c^2}{64P_c^2} P_c. \\ &= \frac{27R^2 T_c^2}{64P_c}. \end{aligned} \quad (56)$$

APÊNDICE D SUGESTÃO DE LINKS

Neste apêndice sugerimos alguns links que servirá como fonte de apoio no processo de inserção do modelo de van der Waals.

1. <https://phet.colorado.edu/pt/simulation/atomic-interactions>
2. https://www.youtube.com/watch?v=X_8EcE8yUWo
3. <https://www.infoescola.com/quimica/forcas-de-van-der-waals/>
4. http://efisica.if.usp.br/moderna/mq/sistemas_compostos/
5. <http://www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=forcas-van-der-waals-medidas-entre-atomos-individuais>
6. <http://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/tipos-forcas-intermoleculares.htm>
7. <http://www.if.ufrj.br/~sandra/Topicos/palestras/pamerico.pdf>
8. http://academic.brooklyn.cuny.edu/biology/bio4fv/page/van_der.htm
9. <https://esquadraodoconhecimento.wordpress.com/2013/08/04/forcas-de-van-der-waals-e-relacao-entre-solubilidade-e-forcas-intermoleculares/>
10. https://www.youtube.com/watchtime_continue=10&v=IZ81P09E4uc

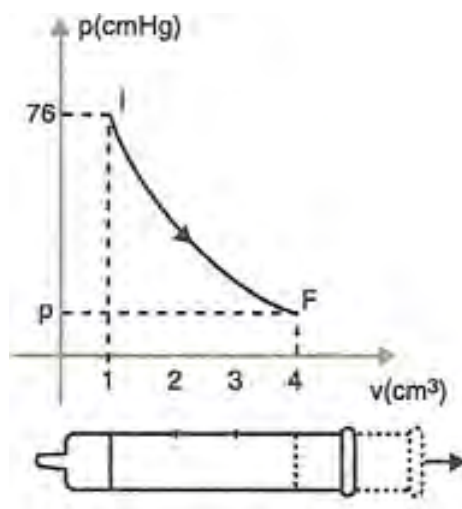
APÊNDICE E PÓS-TESTE (SUGESTÃO)

Professor(a):.....

Aluno(a):.....Turma:.....

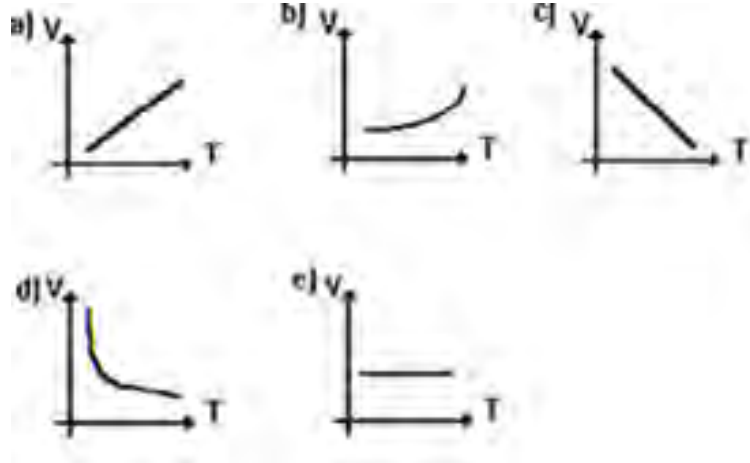
1. (UFU-MG) As grandezas que definem completamente o estado de um gás são:
 - (a) somente pressão e volume;
 - (b) apenas volume e temperatura;
 - (c) massa e volume;
 - (d) temperatura, pressão e volume.
 - (e) massa, pressão, volume e temperatura.
2. (PUC - SP) De acordo com a lei de Robert Boyle (1660), para proporcionar um aumento na pressão de uma determinada amostra gasosa numa transformação isotérmica, é necessário:
 - (a) aumentar o seu volume;
 - (b) diminuir a sua massa;
 - (c) aumentar a sua temperatura;
 - (d) diminuir o seu volume;
 - (e) aumentar a sua massa.
3. (F. M. Itajubá - MG) O comportamento de um gás real aproxima-se de um gás ideal quando:
 - (a) submetido a baixas temperaturas,
 - (b) submetido a baixas temperaturas e baixas pressões.
 - (c) submetido a altas temperaturas e altas pressões.

- (d) submetido a altas temperaturas e baixas pressões.
- (e) submetido a baixas temperaturas e altas pressões.
4. (UECE-93.2) O bico de uma seringa de injeção é vedado, quando $1,0\text{cm}^3$ de ar é encerrado no interior da seringa, nas condições ambientais de temperatura e pressão. Agora, puxa-se lentamente o êmbolo para fora. O gráfico ao lado representa a variação da pressão do ar em função do volume. A transformação é isotérmica e os atritos são desprezados. A pressão p do gás, no estado final F , é em cm/Hg :



- (a) 15;
- (b) 19;
- (c) 25;
- (d) 38;
- (e) 40.

5. (FURG) Um gás ideal sofre uma transformação isobárica. Qual dos gráficos abaixo, onde V representa volume e T representa temperatura absoluta, melhor representa essa transformação?



6. Qual das equações abaixo representa o modelo de van der Waals: :

- (a) $F = ma$;
- (b) $E = mc^2$;
- (c) $PV = nRT$;
- (d) $(P + \frac{n^2a}{V^2})(V - nb) = nRT$;
- (e) $V = V_0 + at$.

7. Qual das alternativas é uma das características do modelo de van der Waals?

- (a) A baixas temperaturas e alta pressão as isotermas de van der Waals coincidem com as isotermas do gás ideal.
- (b) Nos líquidos e gases as constantes de van der Waals não ser determinadas.
- (c) Os líquidos e os gases coexistem quando os efeitos de coesão e os de dispersão estão desequilibrados.
- (d) Temperaturas e pressões críticas estão relacionadas com as constantes de van der Waals,
- (e) Em temperaturas amenas as isotermas de van der Waals coincidem com as exotermas.

8. Marque a alternativa que corresponde a Isoterma de van der Waals:

