

Guia do Professor do Objeto Oficina de bicicleta

Unidade Curricular: Comportamento dos gases / funções inorgânicas - óxidos

Módulo: Poluição atmosférica

Atividade: Hipótese de Avogadro e Efusão

1. Introdução

O objeto desenvolvido tem como ambiente de contextualização um menino que leva sua bicicleta com o pneu furado para o conserto em uma oficina de bicicleta. Enquanto o borracheiro está consertando o pneu, surge no menino uma série de curiosidades, que imediatamente indaga ao borracheiro (Figura 1).

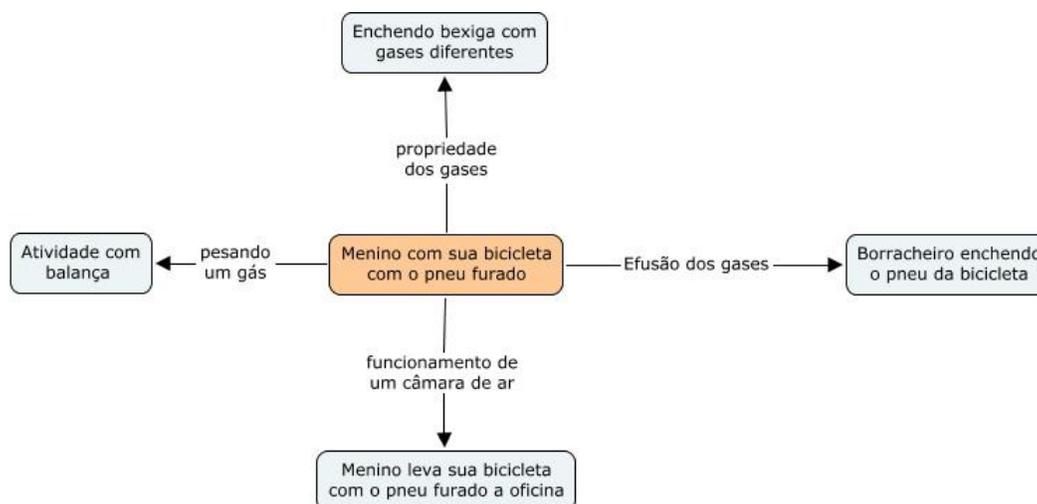


Figura 1 – Mapa de cenários do objeto “Oficina de bicicletas”

A partir destas dúvidas o objeto explorará através do borracheiro os conteúdos do efeito de efusão e hipótese de Avogadro, as atividades com animações e demonstrações estão permeadas dentro deste contexto. Historicamente, a hipótese de Avogadro permitiu o desenvolvimento de várias teorias dentro da química, o que inclui a previsão de fórmulas moleculares de algumas substâncias, relações estequiométricas das moléculas em reações entre gases e a comparação de massas de várias moléculas. Por exemplo: quanto uma

molécula é mais pesada do que a outra, entre outras. Sendo assim, os conceitos que serão abordados neste objeto estão representados na figura 2.

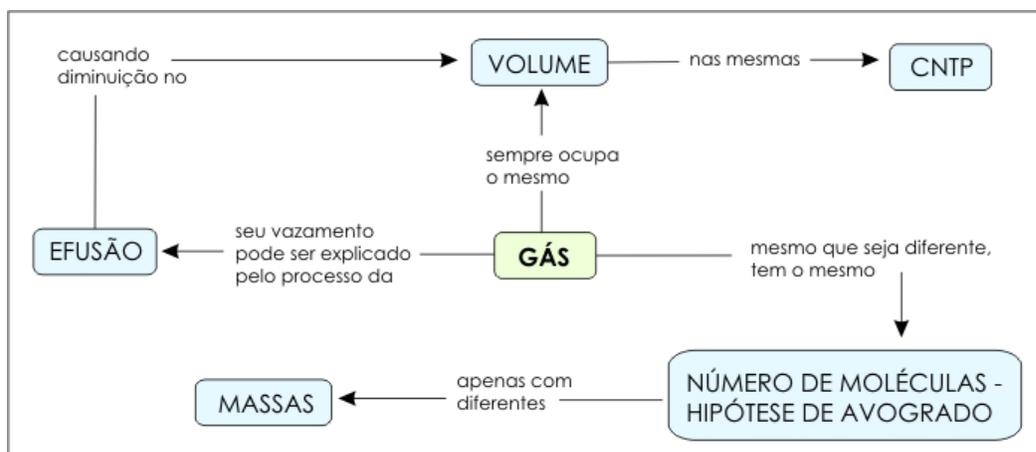


Figura 2 – Mapa conceitual do objeto de aprendizagem “Oficina de Bicicletas”

No objeto proposto, há atividades que deverão instigar a curiosidade do aluno para o entendimento da hipótese levantada pelo cientista Avogadro: “Será gases diferentes, nas mesmas condições de volume, pressão e temperatura, apresentarão o mesmo número de moléculas?”. Portanto, o OA tem como proposta auxiliar os professores no desenvolvimento de conceitos de forma clara e dinâmica através dos recursos apresentados, como animações interativas. Estes recursos podem contribuir para uma aprendizagem mais significativa, levando o aluno a construir seu próprio conhecimento.

2. Objetivos

Conhecimento:

- Definir o processo de efusão;
- Explicar a Hipótese de Avogadro;

Compreensão:

- Utilizar o conceito de Hipótese de Avogadro para explicar a diferença de massa entre os gases;

Aplicação:

- Identificar o comportamento de gases confinados;

Análise

- Comparar a diferença de massas entre os gases, tendo em vista a compreensão da hipótese de Avogadro.

Síntese

- Pesar diferentes gases para comprovar a variação de suas massas;

Avaliação

- Descrever o comportamento de um gás que é exposto a uma fissura.
- Prever o comportamento dos gases num mesmo volume, pressão e temperatura, através dos conceitos inseridos na hipótese de Avogadro.

3. Pré-requisitos

- Conhecimento dos elementos químicos da tabela periódica,
- Ter noção básica de gases
- Noção de tamanho de átomo e moléculas;
- Massa molecular e massa atômica;
- Conhecimento da composição da atmosfera;
- Identificar e balancear reações entre gases;
- Saber qual é o número que recebe o nome de Avogadro.

O número de Avogadro

Só muito depois de Avogadro é que o conceito de mol foi introduzido: desde que o peso molecular em gramas (mol) de qualquer substância contém o mesmo número de moléculas, então, de acordo com o Princípio de Avogadro, o volume molar de todos os gases deve ser o mesmo (de fato, 22,4 L nas CNTP). O número de moléculas em um mol é hoje conhecido como Número de Avogadro, mesmo que ele próprio nunca o tenha, ele mesmo, o determinado.

Como sabemos muito bem, o número de Avogadro é inimaginavelmente grande, muito difícil de compreender, o seu valor aceito atualmente sendo $6,0221367 \times 10^{23}$. Existem muitas formas de se tentar visualizar o tamanho de tal número, por

exemplo:

- Se você cobrir a superfície do Brasil com caroços de milho de pipoca, o país ficaria coberto com uma camada de caroços com uma altura de aproximadamente 12 quilômetros.

-Se você conseguisse contar átomos numa velocidade de dez milhões de átomos por segundo (1×10^7 átomos/s), você levaria dois bilhões de anos para contar os átomos de um mol.

-Se você tivesse o número de Avogadro de moedas de 1 Real, quanto você acha que elas pesariam? Algo como 2×10^{18} toneladas.

-O número de Avogadro de uma pilha de papel de arroz de 1/4000 centímetro de espessura cada, teria uma altura 100 milhões de vezes maiores que a distância terra-sol.

A determinação do número

Cannizarro, por volta de 1860, utilizou as idéias de Avogadro para obter um conjunto de pesos atômicos, baseado no fato de que um volume de oxigênio era 16 vezes mais pesado do que o mesmo volume de hidrogênio. Em 1865, Loschmidt utilizou uma combinação de densidade líquida, viscosidade gasosa e a teoria cinética dos gases para estabelecer, aproximadamente, o tamanho de uma molécula e, portanto, o número de moléculas em 1 cm³ de um gás. No século 20, as experiências de gotas de óleo de Mulliken (ou Millikan, como escrito em muitos livros em português) produziu bons valores, que foram utilizados por muito tempo (**dica**: procure-as no seu livro de Química Geral). O método moderno envolve a medida da densidade de um cristal, o tamanho de sua cela unitária e da massa relativa do átomo que o constitui.

Hoje em dia, o Número de Avogadro não é mais chamado de "número", mas sim de Constante de Avogadro, pois o mol é agora reconhecido como sendo a constante universal de medida de quantidade de substância (assim como o metro é a medida para comprimento).

4. Tempo previsto para a atividade

Uma aula de 50 minutos.

5. Na sala de aula (30 min)

Inicialmente sugere-se que o professor revise em sala de aula alguns conceitos básicos indicados no pré-requisito, dando também uma breve motivação sobre as atividades e temas contemplados neste objeto. A primeira questão atende ao pré-requisito de balanceamento das reações e as questões de 3 a 4 servem como estímulo. Os quatro primeiros pré-requisitos são teóricos e não precisam aprofundamento, mas é necessário recordar e contextualizá-los na situação do objeto. Podem-se utilizar as questões propostas para discussão abaixo relacionadas (20 min).

Após o término das atividades em sala de aula, é aconselhável dar instruções prévias aos alunos de como proceder na sala dos computadores, se devem sentar em dupla ou equipe, se terão livre navegação ou serão guiados pelo professor para que todos tenham o mesmo tempo de trabalho no computador. Essas decisões de como proceder dependem muito do perfil da turma (de 5 a 10 min).

5.1. Questões para discussão

- Podem ser discutidas as questões:

1. Tomando como exemplo as reações abaixo, pedir aos alunos que façam balanceamento das reações acima e calculem o número de moléculas para cada composto gasoso.



Resposta:

Balanceamento: a) 3:1: 2 b) 2:1:2 b)1:1:2

nº de moléculas: a) 3 moléculas de H₂, 1 molécula de N₂, 2 moléculas de NH₃

b) 2 moléculas de CO, 1 moléculas O₂, 2 moléculas de CO₂

a) 1 molécula de Cl₂, 1 molécula de H₂, 2 moléculas de HCl

2. Desenhar no quadro um CO₂ (O=C=O) e o H₂ (H-H) e perguntar: será que se usar o CO₂ precisaria de menos quantidade de gás do que se usasse o H₂?

3. No caso dos vazamentos, um gás se comporta da mesma maneira quando passa por um furo pequeno ou por um furo grande?

5.2 Prováveis perguntas dos alunos

1. Avogadro sabia que as moléculas têm tamanhos diferentes?

Sim. Porque Avogadro sucedeu Lavoisier, Proust, Dalton e Gay-Lussac, que já haviam trabalhado com o conceito de átomos e proporções de massa em reação.

2. Por que não foi ele que descobriu o número de Avogadro?

Avogadro apenas levantou a hipótese que volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, têm o mesmo número de moléculas. Mas foram outros cientistas (Ampère e Cannizzaro), apoiados na hipótese de Avogadro, que definiram o número de moléculas em um átomo grama ($6,0225 \times 10^{23}$), medida constante válida para todas as substâncias. Por isso a constante recebe o nome de Avogadro.

3. Gay-Lussac já conhecia a hipótese de Avogadro?

Não. Gay-Lussac não havia feito a distinção entre moléculas e átomos. Avogadro, no entanto, afirma que os volumes e números de moléculas são os mesmos, a uma dada temperatura e pressão, mas não necessariamente de átomos. Assim, Avogadro explica a lei das proporções de volumes em uma reação entre gases, que foi anteriormente definida por Gay Lussac.

6. Na sala de computadores

6.1. Preparação

Sugere-se que na sala de informática os alunos sentem-se em duplas para que haja uma troca de informações, pois deste modo acreditamos que trocando idéias e pensando junto, o conhecimento possa ser construído de forma mais eficiente.

6.2. Material necessário

Computador com Macromedia Flash Player; Lápis; Papel; Calculadora (pode-se utilizar do próprio computador)

Tabela Periódica (caso haja acesso a *internet* pode utilizar o link: <http://educar.sc.usp.br/quimica/tabela.html>)

6.3. Durante a atividade

Durante a exploração do objeto, o professor pode supervisionar a realização da atividade, intervindo apenas quando solicitado, pois o desenvolvimento da atividade ficará sob a responsabilidade do aluno por meio de sua interação com o computador. (média 80 min).

7. Depois da atividade

O professor poderá:

1- Expor com mais detalhes os conceitos estudados, como a hipótese de Avogrado e outros que estão permeados no objeto.

2- Desenvolver oralmente alguns conceitos químicos explícitos ou implícitos na atividade.

3- Pedir que cada aluno descreva com suas próprias palavras, em formato de redação, o enunciado da hipótese de Avogrado, bem como os outros conceitos estudados no objeto se possível.

Dicas:

Caso alguns alunos tenham dúvida, durante as atividades, o professor poderá esclarecer questões do tipo:

O que efusão?– é o “vazamento” de um gás por pequenos orifícios, como o furo de uma câmara de ar.

A efusão acontece devido à pressão do interior do recipiente ser maior do que a da vizinhança (ambiente externo). Onde há maior pressão, há mais colisões das moléculas com as paredes do recipiente, devido ao movimento das moléculas chocando com toda a superfície. Quando ocorre um orifício, o gás tende a vazar.

7.1. Questões para discussão

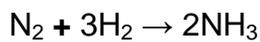
1 – Citar teorias que foram aperfeiçoadas com a difusão da hipótese de Avogadro.

Resposta: O estabelecimento do número de Avogadro como constante universal para medidas químicas; a relação das proporções volumétricas com os coeficientes das reações entre compostos gasosos em uma mesma pressão e temperatura.

2 – Se três volumes de gás hidrogênio combinam-se com 1 volume de gás nitrogênio para formar 2 volumes de gás amônia, quais devem ser as respectivas fórmulas dessas três substâncias?

Resposta: Com a hipótese de Avogadro nas mãos, poderemos resolver essa questão.

Para um volume de nitrogênio dar origem a dois volumes de amônia é preciso que consideremos o nitrogênio sendo molécula diatômica. A relação de 3 para 2 do hidrogênio com a amônia também nos leva a considerar o hidrogênio como sendo diatômico. Com o tipo de representação que utilizamos atualmente, teremos a seguinte equação para a formação da amônia:



As três fórmulas ficam assim determinadas.

Obs: É necessário explorar as idéias que os alunos formaram com base na simulação do objeto e ter o cuidado de esclarecer e/ou reformular falsos conceitos que tenham sido formados.

8. Avaliação

Existem diversas formas de se avaliar o progresso dos alunos. Não se pode esquecer de que, além dos resultados em si, o comportamento e o interesse durante a realização da atividade são importantes e devem ser devidamente reconhecidos. Se conveniente, o professor poderá utilizar os questionamentos apresentados na atividade para uma avaliação quantitativa.

9. Resposta dos exercícios do objeto

Número de Avogadro

O Volume de Avogadro é o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás, nas condições normais de temperatura e pressão (25 °C e 1 atm). Nessas condições, seu valor, calculado pelo físico austríaco Joseph Loschmidt (1821 – 1895), é 22,4 litros.

Baseado nestes dados ordene as seqüências para:

- a) o número de moléculas presentes em 15 cm³ de gás, ou seja, em cada bexiga;

moléculas de CO₂

moléculas de N₂

- b) a massa de cada balão.

g de CO₂

g N₂

Lembre-se que em um balão tem N_2 e o outro tem CO_2 .

*Iguais volumes de todos os gases, nas mesmas condições físicas, contêm o mesmo número de moléculas.

*número de Avogrado = 6.02×10^{23} unidades

*1 mol de gás ocupa 22,4 litros.

Pesando os gases

A = O_2	valor pesado = 0,026g	(azul claro)
B = Cl_2	valor pesado = 0,059g	(amarelo claro)
C = CO_2	valor pesado = 0,036g	(cinza claro)
N_2	valor pesado = 0,011g	(verde claro)
Nº de moléculas correspondentes de N_2 = $2,36 \cdot 10^{20}$		

10. Atividades complementares

O professor pode sugerir que os alunos façam um trabalho de pesquisa na internet ou em revista de química como a Química Nova na Escola ou Ciência Hoje, a fim de fixar bem o conteúdo estudado. Este trabalho pode ser apresentado em forma de seminário para difundir o conhecimento aprendido durante a atividade.

11. Para saber mais

Atkins P. Jones L.; Princípios de química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente, editora Bookman, 1ª edição. 2001. pág 280.

Wildson L. P. dos Santos (Química e sociedade, módulo 2, editora Nova Geração, Antonio Lembo (Química realidade e contexto; volume 1; 1ª edição; editora Ática). 2003.

Mortimer e Machado (Química para o Ensino médio; volume único, 1ª edição; editora Scipione).

Sites visitados:

<http://www.tierramerica.net/2001/0225/pconectate.shtml>

http://members.tripod.com/alkimia/biografias/amedeo_avogadro.htm

<http://inorgan221.iq.unesp.br/quimgeral/avogadro/avogadro.html>