

# **FORMAÇÃO EM AÇÃO 2014**

## **2º SEMESTRE**

### **PROPOSTA DISCIPLINAR - QUÍMICA**

#### **6. QUÍMICA**

**1. Título da proposta:** Quantidade de Matéria e a Constante de Avogadro

**2. Conteúdos:**

Conteúdo estruturante: Matéria e sua Natureza

Conteúdo Básico: Matéria

Conteúdos específicos: Quantidade de matéria; Constante de Avogadro

**3. Quantidade de aulas: 3 (três) aulas**

**4. Etapa:** Ensino Médio

**5. Recursos a serem utilizados:**

- Balança analítica
- Régua
- Lata de refrigerante
- Livro didático
- Tv multimídia
- Amostras de substâncias químicas

**6. Encaminhamentos metodológicos:**

Para o desenvolvimento desta proposta sugerimos ao professor que utilize três aulas. Apresentaremos sucintamente os encaminhamentos sugeridos para cada aula, ficando ao encargo do professor adaptar a proposta de acordo com suas necessidades.

### **Aula 1:**

Nesta primeira aula sugere-se que o professor faça uma introdução sobre a descoberta da constante de Avogadro e a aplicabilidade desta constante nos cálculos realizados na ciência Química. Sugere-se também que o estudante tenha conhecimento sobre quem foi 'Avogadro' e quais as suas contribuições para o desenvolvimento dos estudos em Química. A constante de Avogadro tem seu valor determinado experimentalmente, o mais preciso é  $6,02214179 \times 10^{23}$  e está relacionada com um mol de entidades. Caso seja de interesse do professor, o artigo "A constante de Avogadro" indicado abaixo descreve um experimento para determinar o valor da constante. Além disso, o professor pode abordar a introdução ao conteúdo utilizando-se da leitura de algumas imagens, como por exemplo, as sugeridas a seguir, onde há possibilidade de comparar as definições de medidas do cotidiano com a definição de mol no contexto químico.



**Exemplo 1: um milheiro de tijolos contém 1000 unidades.**



**Exemplo 2: uma dúzia de ovos contém 12 unidades.**



Um mol de moléculas contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas.

Um mol de átomos contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos.

## Aula 2:

Com o intuito de possibilitar uma aproximação entre o conhecimento cotidiano do estudante e o conhecimento científico escolar utiliza-se da abordagem de problematização, uma ação muito maior do que apenas motivação para se iniciar um conteúdo. Este tipo de abordagem pode ser realizada considerando duas situações: uma na qual o professor considera o conhecimento prévio dos estudantes, e com base neste, problematiza-o e; em outra situação, o professor faz a abordagem problematizadora de modo que o estudante tenha a necessidade de buscar o conhecimento científico para resolver o problema apresentado.

Nesta segunda aula, o professor pode expor aos estudantes a seguinte figura e na sequência a questão problematizadora, a qual está relacionada com a ordem de grandeza da constante de Avogadro.

*- Eu adoraria conversar contigo mais tarde, Avogadro... Posso anotar o seu número?*



*- Você precisará de um papel maior do que este, querida!*

**Questão problematizadora:**

• O mol é uma unidade de medida muito utilizada em Química e equivale a aproximadamente  $6,02 \times 10^{23}$ . Para se ter uma ideia do valor desse número, considere um mol de latas de refrigerante, empilhadas e distribuídas uniformemente de modo a cobrir a área do Estado do Paraná. Faça uma estimativa da ordem de grandeza da altura da pilha de latas que seria formada. Para resolução deste problema é necessário calcular a área ocupada por uma lata de refrigerante e buscar informação sobre a área territorial do estado do Paraná.

Segundo o IBGE, a área do estado do Paraná é de aproximadamente 199.308 Km<sup>2</sup>.

Para calcular a área de uma lata de refrigerante é necessário utilizar-se de conteúdo específico de matemática. Supondo que o diâmetro de uma lata de refrigerante tenha 6,5 cm, calcula-se a área da lata utilizando a seguinte equação matemática:

$$A = \pi r^2$$

Colocando as latas lado a lado e desconsiderando os espaços vazios existentes entre as mesmas, temos:

**Resolução:**

A (área) = será calculada

$$\pi (\text{pi}) = 3,14$$

$$d (\text{diâmetro}) = 6,5 \text{ cm}$$

$$r (\text{raio}) = d/2 = 6,5/2 = 3,25 \text{ cm}$$

Aplicando os dados na equação, temos:

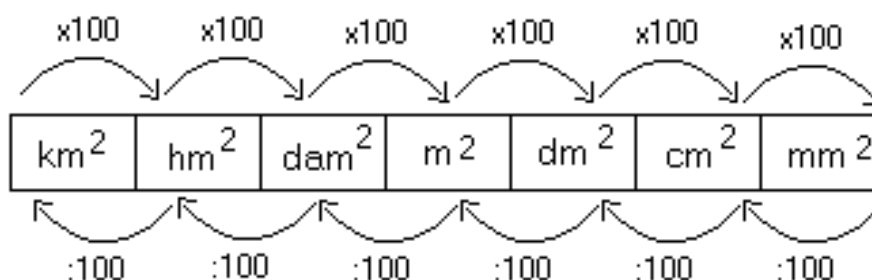
$$A = \pi r^2 = 3,14 \times 3,25^2$$

$$A = 3,14 \times 10,5625$$

**A = 33,18 cm<sup>2</sup> (área ocupada por uma lata de refrigerante)**

Sabendo que a área do estado do Paraná é de 199.308 km<sup>2</sup> fazendo a conversão de unidade adequada, calcula-se quantas latas são necessárias para cobrir a área do estado do Paraná.

No sistema métrico decimal, devemos lembrar que, na transformação de unidades de superfície, cada unidade de superfície é 100 vezes maior que a unidade imediatamente inferior conforme esquema a seguir:



Logo, para transformar cm<sup>2</sup> em km<sup>2</sup>, divide-se o valor em cm<sup>2</sup> por 10<sup>10</sup>.

$$A = 33,18 \text{ cm}^2 / 10^{10} \text{ (área ocupada por uma lata de refrigerante)}$$

$$A = 3,32 \times 10^{-9} \text{ Km}^2$$

Para encontrar a quantidade de latas utilizadas para cobrir a área do estado do Paraná, pega-se a área territorial e divide pela área de cada lata.

Quantidade de latas = área territorial/área de uma lata de refirgerante

$$\text{Quantidade de latas} = 199.308 \text{ km}^2 / 3,32 \times 10^{-9} \text{ Km}^2$$

$$\text{Quantidade de latas} = 6 \times 10^{13}$$

Relembrando que temos 1 mol de latas para serem utilizadas, ou seja, temos  $6,02 \times 10^{23}$  latas. Considerando  $6 \times 10^{13}$  latas para cobrir a área territorial será necessário mais de uma camada de latas que pode ser calculada da seguinte forma:

Número de camadas de latas = quantidade de latas

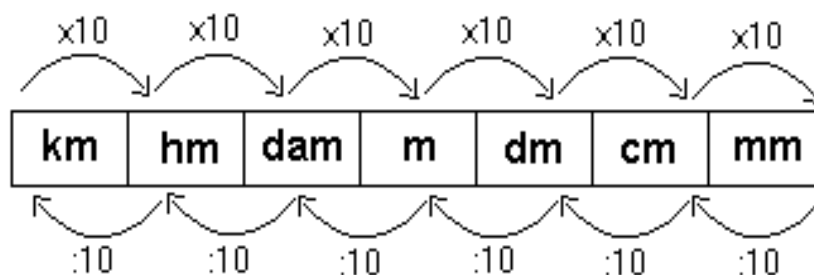
quantidade de latas para cobrir a área territorial

$$\text{Número de camadas de latas} = \frac{6,02 \times 10^{23}}{6 \times 10^{13}} = 1 \times 10^{10} \text{ camadas}$$

Para estimar a ordem de grandeza da altura da pilha de latas que seria formada, precisamos conhecer a altura de uma lata. Considerando a altura aproximada de uma lata de 12,5 cm e sabendo que serão utilizadas  $1 \times 10^{10}$  camadas de latas, tem-se:

$$\text{Altura da pilha} = 12,5 \text{ cm} \times 1 \times 10^{10} \text{ camadas} = 1,25 \times 10^{11} \text{ cm}$$

Para transformar cm em Km, divide-se o valor em cm por  $10^5$ .



$$\text{Altura da pilha} = 1,25 \times 10^{11} \text{ cm} / 10^5 = 1,25 \times 10^6 \text{ Km} = 1.250.000 \text{ Km}$$

Em termos de distância, seria possível dar 31 voltas ao redor da terra com a altura da pilha de latas de refrigerante.

### **Aula 3:**

Uma ferramenta muito importante de aprendizagem dentro do ensino das ciências é a atividade experimental. Neste momento da proposta, sugere-se que dentro das possibilidades do professor, este realize uma atividade prática relacionada ao conteúdo que está sendo abordado.

Para a realização da atividade, sugere-se o roteiro abaixo:

## **Massa Atômica – Massa Molar – Mol e Constante De Avogadro**

### **Introdução:**

A massa de um corpo pode ser determinada pela comparação com uma massa-padrão conveniente. Para determinar, por exemplo, a massa do corpo de uma pessoa, normalmente usa-se como padrão o quilograma (kg).

**UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (u):** é a massa de 1/12 do átomo de carbono com número de massa igual a 12 ( $^{12}\text{C}$ ).

**MASSA ATÔMICA:** é a massa do átomo medida em unidade de massa atômica (u).

**MASSA MOLECULAR DE UMA SUBSTÂNCIA:** é a massa de uma molécula que constitui essa substância expressa em u, e corresponde à soma das massas atômicas dos átomos constituintes.

**MASSA MOLAR (M):** é a massa quem contém  $6,02 \times 10^{23}$  entidades. Sua unidade é grama.mol $^{-1}$  (g/mol).

### **CONSTANTE DE AVOGADRO – $6,02 \times 10^{23}$**

**MOL** é a quantidade de matéria que contém  $6,02 \times 10^{23}$  entidades.

1 mol de átomos; 1 mol de moléculas; 1 mol de fórmulas; 1 mol de íons; 1 mol de elétrons;	<b>É a quantidade de matéria que contém</b>	$6,02 \times 10^{23}$ átomos $6,02 \times 10^{23}$ moléculas $6,02 \times 10^{23}$ fórmulas $6,02 \times 10^{23}$ íons $6,02 \times 10^{23}$ elétrons
---	---	---

**Curiosidade:** Dia 23 de Outubro é comemorado o **Dia do Mol** em vários países da Europa, Estados Unidos, Canadá e Austrália são realizados vários eventos culturais e festivos para a comemoração.

**Procedimentos:**

- O procedimento pode ser realizado de acordo com a necessidade da turma. O professor pode dividir os alunos em equipes.
- Para que o material não seja desperdiçado é possível separar as amostras das substâncias químicas previamente, de forma que, estas substâncias sejam colocadas em saquinhos plásticos. Os saquinhos devem ser vedados e devidamente identificados. Desta forma, as amostras podem ser utilizadas para mais de uma turma.

1) Para cada equipe existem, por exemplo, 02 amostras, uma com substância simples e outra com substância composta. (fica a critério do professor a quantidade de amostra que será utilizada para cada equipe)

2) Cada equipe deve determinar a massa (em gramas) das substâncias contidas nos saquinhos utilizando a balança analítica.

3) Com as massas definidas. Realizar os devidos cálculos e completar a tabela abaixo.

4) Neste momento é importante que o professor revise com os alunos os cálculos de massa molar, definição de substância simples e composta, fórmula molecular e nomenclatura.

Nome da substância	Fórmula	Massa pesada	Massa molar	Quantidade de matéria	Número de moléculas ou átomos

**7. Perspectiva de abordagem interdisciplinar:**

Nesta proposta, propõe-se um trabalho interdisciplinar com as disciplinas de Matemática e Física que compõem a matriz curricular da educação básica. Alguns conceitos dessas disciplinas podem ser trazidos no contexto da Química para auxiliar as discussões e a própria resolução do problema em questão. A seguir estão elencados alguns conteúdos básicos que podem ser abordados na problematização desta atividade.



- Matemática (medidas de área, medidas de comprimento, notação científica, potência, propriedades da potência, transformação de unidades, números inteiros).
- Física (possibilidade de diferenciação entre massa e quantidade de matéria).

## **8. Material complementar:**

### **Textos:**

- **A constante de Avogadro.** Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc03/exper.pdf>. Acesso em: 10/set./2014.
- **Mol:** uma nova terminologia. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/atual.pdf>. Acesso em: 10/set./2014.

### **Vídeos:**

- <https://pt.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-reactions-stoichiometry/v/molecular-and-empirical-formulas>. Acesso em: 08/set./2014
- [https://www.youtube.com/watch?v=2dzS\\_LXvYA0](https://www.youtube.com/watch?v=2dzS_LXvYA0). Acesso em: 08/set./2014
- <http://videoaulas.uff.br/f%C3%ADsica-moderna-o-numero-de-avogadro-e-o-mol>. Acesso em: 08/set./2014

## **9. Referências:**

PARANÁ. Governo do Estado. Secretaria Estadual de Educação. **Diretrizes Curriculares Orientadoras da Educação Básica - Química**. Curitiba: Secretaria de Estado da Educação, 2008.

MÓL, Gerson de Souza et al. **A constante de Avogadro**. *Química nova na escola*, n. 3, maio 1996.

SILVA, Roberto Ribeiro et al. **MOL: uma nova terminologia**. *Química nova na escola*, n. 1, maio 1995.

FELTRE, R. **Química, volume 1**, 6ª ed. Moderna, São Paulo, 2004.

USBERCO, J. SALVADOR, E. **Química, volume único**, 7ª ed. Reformulada, Saraiva, São Paulo, 2006.

<http://www.ibge.gov.br/>. Acesso em: 05/set./2014.

<http://www.somatematica.com.br/fundam/medsup2.php>. Acesso em: 05/set./2014.