

A EXPERIMENTAÇÃO EM SALA DE AULA

Rosane Castilho

RESUMO

É muito importante a experimentação na atividade pedagógica, principalmente para o ensino de Química, considerada como uma ciência experimental. A experimentação é um componente indispensável para o processo ensino-aprendizagem dos diversos conteúdos de química. Este trabalho foi desenvolvido procurando relacionar a disciplina à realidade do aluno, através de atividades experimentais que promovam o conhecimento e a compreensão dos conceitos químicos. Como metodologia utilizada, foram propostas as seguintes etapas: seleção dos experimentos, aplicação e avaliação dos mesmos. Os experimentos foram selecionados de maneira que pudessem ser efetuados em sala de aula, com segurança e com materiais de baixo custo. Os conteúdos químicos também foram abordados em aulas expositivas, estudo de grupo e seminários. O trabalho foi realizado no Colégio Estadual João Marques da Silveira – Ensino Médio. Nas aulas, após as atividades experimentais, os processos de avaliação indicam que há uma participação mais efetiva dos alunos nas aulas e conseqüentemente a aprendizagem dos conteúdos químicos trabalhados.

ABSTRACT

It is very important the experimentation in the pedagogic activity, mainly for the teaching of Chemistry, considered as an experimental science. The experimentation is an indispensable component for the process teaching-learning of the several chemistry contents. This work was developed trying to relate the discipline to the student's reality, through experimental activities that promote the knowledge and the understanding of the chemical concepts. As used methodology, the following stages were proposed: selection of the experiments, application and evaluation of the same ones. The experiments were selected so that they could be made in class room, with safety and with materials of low cost. The chemical contents were also approached in classes expositions, group study and seminars. The work was accomplished at the State School João Marques of Silveira - I Teach Medium. In the classes, after the experimental activities, the evaluation processes indicate that there is a more effective participation of the students in the classes and consequently the learning of the worked chemical contents.

PALAVRAS-CHAVE: Ensino de Química. Atividades experimentais. Aprendizagem.

INTRODUÇÃO

As Diretrizes Curriculares da Educação Básico do Paraná para o Ensino de Química no Ensino Médio, da SEED – 2008, sugerem que as prioridades político-pedagógicas sejam as seguintes: o resgate da especificidade da disciplina de Química; que se deixe de lado o modo simplista como a disciplina de Química foi tratada nos PCN; e a recuperação da importância da disciplina no currículo escolar.

Para tanto, faz-se necessário que se trabalhe a Química em todos os seus aspectos, buscando uma seleção de conteúdos que a identifique com o conhecimento adquirido historicamente, nas relações políticas, econômicas, sociais e culturais das diferentes sociedades.

Sabe-se que o conhecimento químico não é algo pronto, acabado e inquestionável, mas em constante transformação. Esse processo de elaboração e transformação do conhecimento ocorre a partir das necessidades humanas, uma vez que a Ciência é construída pelos homens e mulheres, falível e inseparável dos processos sociais, políticos e econômicos.

Acredita-se que a abordagem do ensino de Química deva ser voltada para a construção e reconstrução de significados dos conceitos científicos nas atividades em sala de aula (MALDANER, 2003). Isso implica compreender o conhecimento tecnológico para além do domínio estrito dos conceitos de Química.

A compreensão e apropriação do conhecimento químico devem acontecer por meio do contato do aluno com o objeto do estudo da Química, que é o estudo da matéria e suas transformações. Esse processo deve ser planejado, organizado e dirigido numa relação dialógica, em que a aprendizagem dos conceitos químicos se realize para organizar o conhecimento científico.

Como consequência da evolução do conceito de ciência e de fatores sócio-culturais, políticos e econômicos, o ensino de química vem sofrendo grandes alterações no decorrer do tempo e não deve se restringir aos conteúdos científicos, o que criaria nos alunos a concepção de que a ciência é uma organização de conhecimentos.

Faz-se necessário que se desenvolvam atitudes positivas perante a química, enfatizando os processos de pensamentos científicos que atendam a

natureza das ciências, portanto o professor deve variar suas metodologias de ensino, buscando melhorar a motivação dos alunos, utilizando-se de recursos e instrumentos variados evitando assim que as lições diárias fiquem focadas na memorização dos fatos, conceitos e princípios.

Propõe-se então o uso de estratégias propiciadoras da consecução de objetivos do ensino de química, respeitando-se a preparação de futuros profissionais ou em relação à formação do cidadão comum que vive numa sociedade científico-tecnológica e que questiona a ciência do seu tempo.

Esses fundamentos buscam dar sentido aos conceitos químicos, de modo que se torna muito importante a experimentação na atividade pedagógica, pois a abordagem conceitual do conteúdo químico considera que esta favorece a apropriação efetiva do conceito e leva o aluno a refletir sobre as situações nas quais o professor integra o trabalho prático na sua argumentação.

Há razões de diversa ordem para fundamentar a importância da atividade prática na educação científica, algumas das quais aqui serão referidas, mas, se é fundamental investir muito mais na componente prática do ensino, também é muito importante questionar sobre o modo com deverão ser conduzidas as atividades práticas. Que estratégias? Em que ambientes de aprendizagem deverão decorrer? Como devem ser conduzidas para contribuir para uma indiscutível melhoria da aprendizagem da ciência? A que metodologias e instrumentos deverão recorrer? (VALADARES, 2006).

É necessário que o professor tome consciência das próprias concepções sobre o papel da experimentação no ensino de química, bem como das suas concepções sobre o processo ensino-aprendizagem. Assim, se tem uma visão mais adequada das complexas relações que ocorrem na sala de aula, além de se buscar novos caminhos, reconstruir conhecimentos, atitudes e modelos didáticos, já que o seu papel é fundamental em qualquer tipo de ação relacionada à educação, pois sem a sua ativa participação nenhuma mudança será possível.

A experimentação no ensino de Química é componente indispensável para o processo de ensino-aprendizagem dos diversos conteúdos do conhecimento científico – conceituais, procedimentais e atitudinais – no sentido de favorecer a construção de inter-relações entre a teoria e a prática, bem como relações entre as concepções prévias do aluno e as novas idéias que serão

trabalhadas.

As atividades experimentais em geral podem desenvolver grandes capacidades nos alunos.

Neste sentido, argumenta Valadares:

A - Capacidades aquisitivas:

1. Ouvir – ser atento, estar alerta, questionar.
2. Observar – ser preciso, atento, sistemático.
3. Pesquisar – localizar fontes, utilizar variadas fontes, ser auto-confiante, adquirir capacidades de consulta bibliográfica.
4. Inquirir – perguntar, intervir, corresponder.
5. Investigar – ler informação de «background», formular problemas.
6. Recolher dados – tabular, organizar, classificar, registar.
7. Pesquisar – localizar um problema, assimilar o «background» necessário, estabelecer experiências, conceber conclusões.

B – Capacidades organizacionais:

1. Registrar – construir tábuas e mapas, trabalhar com regularidades, efetuar registros completos.
2. Comparar – verificar em que as coisas se assemelham, procurar similaridades, notar aspectos idênticos.
3. Contrastar - verificar em que as coisas diferem, procurar diferenças, notar aspectos distintos.
4. Classificar – colocar as coisas em grupos e sub-grupos, identificar categorias, decidir entre alternativas.
5. Organizar – pôr os itens em ordem, estabelecer sistemas, preencher, rotular, arranjar.
6. Planificar - empregar títulos e subtítulos, usar sequências e organização lógica.
7. Rever – destacar itens importantes, memorizar, associar.
8. Avaliar – reconhecer aspectos bons e maus, conhecer como melhorar.
9. Analisar- ver implicações e relações, destacar causas e efeitos, localizar novos problemas.

C- Capacidades criativas:

1. Desenvolver planos – ver saídas possíveis, modos de ataque, estabelecer hipóteses.
2. Arquitetar - conceber novos problemas, novas abordagens , novos utensílios ou sistemas.
3. Inventar – criar um método, utensílio ou sistema.
4. Sintetizar – juntar as coisas similares em novos arranjos, hibridizar, associar.

D – Capacidades manipulativas

1. Usar instrumentos – conhecer as partes dos instrumentos, como funcionam, como se ajustam, o seu uso adequado a dadas tarefas, as suas limitações.
2. Cuidar dos instrumentos – saber como se guardam, usar as montagens adequadas, mantê-los limpos, manejá-los de modo adequado, respeitar as suas capacidades, transportá-los.
3. Demonstrar – montar aparelhos, fazê-los funcionar, descrever as suas partes e funções, ilustrar princípios científicos.

4. Experimentar – reconhecer um problema, planificar um procedimento, recolher dados, registar dados, analisar dados, formular conclusões.

5. Reparar – consertar e manter os equipamentos e instrumentos.

6. Construir – produzir equipamentos simples para demonstração e experimentação.

7. Calibrar – aprender a informação básica acerca da calibração, calibrar termómetros, balanças, cronómetros ou outros instrumentos.

E – Capacidades de comunicação

1. Questionar – aprender a formular boas questões, ser selectivo no perguntar.

2. Discutir – aprender a contribuir com ideias próprias, escutar as ideias dos outros, sustentar os tópicos, partilhar o tempo disponível de modo equitativo, atingir conclusões.

3. Explicar – descrever para os outros com clareza, clarificar os aspectos principais, mostrar paciência, estar disposto a repetir.

4. Relatar – descrever oralmente para a turma ou para o professor, de uma forma sintética, o material significativo nos diversos tópicos.

5. Escrever – escrever relatórios das experiências ou demonstrações, não só preenchendo espaços mas concebendo os relatórios de princípio, descrevendo o problema, o modo de o atacar, a recolha de dados, o método de análise de dados, as conclusões e as implicações para futuros trabalhos.

6. Criticar – criticar construtivamente ou avaliar trabalhos, procedimentos realizados ou conclusões.

7. Construir gráficos – pôr em forma gráfica os resultados de estudos experimentais, ser capaz de interpretar os gráficos para outras pessoas.

8. Ensinar – após a familiarização com um tópico, ser capaz de ensinar aos colegas de modo a não ter de ser novamente ensinado pelo professor. (apud Leslie Trowbridge e Rodger Bybee, 1990, p. 239 e 240).

Considera-se que uma atividade experimental deva oportunizar situações de investigação e o confronto do aluno com o inusitado, o inesperado, o desconhecido. Sem isso, as atividades experimentais resumem-se em receitas para serem executadas e reforçam o carácter dogmático da aula expositiva.

Portanto, deve-se ter muita cautela na escolha das estratégias a adotar nas atividades experimentais e a traçar os objetivos que se pretende que os alunos alcancem com elas.

A experimentação no ensino de Química torna-se indispensável para o processo de ensino-aprendizagem dos conteúdos científicos no sentido de que favorece a construção das relações entre a teoria e a prática, bem como as relações entre as concepções dos alunos e a novas idéias a serem trabalhadas.

É necessário entender que o experimento faz parte do contexto de sala de aula e que não se deve separar a teoria da prática. Isso porque faz parte do

processo pedagógico que os alunos se relacionem com os fenômenos sobre os quais se referem os conceitos a serem formados e significados.

Ao se preparar uma atividade experimental não se deve limitar a mesma a apenas a execução de uma experiência, mas antes, é necessário o envolvimento do aluno em todos os processos do raciocínio científico.

Deve-se considerar que as atividades experimentais devam oportunizar situações de investigação e o encontro dos alunos com o desconhecido, o desenvolvimento de atitudes e valores, além da construção e reconstrução de conceitos, evitando-se, assim, que as estas se resumam em receitas prontas para serem executadas apenas para comprovar as teorias.

Deve-se ressaltar que as atividades experimentais têm potencial não só para habilitar os estudantes às relações sociais, mas também na aquisição de atitudes positivas na direção do conhecimento cognitivo de ciências e podem ser realizadas em qualquer momento, antes da abordagem teórica, durante a sua execução ou depois dela (MALDANER, 2003).

As atividades experimentais devem ser bem planejadas, pois dessa maneira favorecem o desenvolvimento da aprendizagem dos alunos, propiciando meios de motivá-los e envolvê-los com os temas a serem estudados, oportunizando a compreensão e a interpretação dos fenômenos que ocorrem no seu dia-a-dia, desmistificando o trabalho científico e o aproximando do seu universo de experiências, que se percebem como construtores de conhecimentos.

Diante do exposto e considerando-se as condições de nossas escolas, o presente trabalho tem como objetivo trabalhar com atividades experimentais, promovendo o conhecimento e a compreensão dos conceitos químicos, levando o aluno a aplicar no seu dia-a-dia os conhecimentos adquiridos, analisando dados e avaliando resultados.

PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS

1. Clientela

O trabalho foi desenvolvido em três turmas de 1.^a série (duas do diurno e uma do noturno) do ensino médio do Colégio Estadual João Marques da Silveira – Ensino Médio, no município de Quatiguá, estado do Paraná, nos 1.^o e 2.^o bimestres de 2008.

2. Seleção dos experimentos

Após estudar os conteúdos a serem trabalhados e as condições para a realização das atividades experimentais, optou-se por aquelas que possam ser realizadas em sala de aula, devido à falta de laboratório na escola. Também levou-se em consideração, o tempo de execução e preparação da atividade, sendo que as atividades têm que ser executadas em uma aula e exigem uma preparação prévia, pelo fato de não se ter um agente de laboratório. Além do exposto acima, pensou-se, também na segurança dos alunos, evitando-se a realização de atividades que pudessem causar algum tipo de dano.

Selecionou-se, então os seguintes experimentos, que, de certa forma, atendem os critérios citados e podem ser realizados com material de fácil acesso:

- Atividade 1: Sistema homogêneo e sistema heterogêneo (atividade demonstrativa)
- Atividade 2: Densidade dos materiais:
 - Uso do densímetro (atividade demonstrativa)
 - Porque os materiais afundam ou flutuam? (atividade demonstrativa e atividade experimental)
- Atividade 3: Separação de misturas heterogêneas (atividade experimental)
- Atividade 4: Substâncias simples e substâncias compostas (analogia)

- Atividade 5: Verificando a presença de elétrons nos corpos. (atividade experimental)

3. Aplicação dos experimentos

Os experimentos foram realizados, em algumas ocasiões, antes da explicação do conteúdo e, em outras, após a explicação.

Os conteúdos escolhidos para a aplicação das atividades experimentais foram desenvolvidos de acordo com o planejamento da escola e com a utilização do livro didático do aluno (FELTRE, 2004).

3.1 Conteúdos desenvolvidos

- **Conteúdo 1: Sistema homogêneo e sistema heterogêneo**

Como a matéria se apresenta? Homogênea? Heterogênea

Quando se observa e se estuda uma “porção limitada de matéria, passamos a chamá-la de **sistema** em estudo”. Vê-se então que alguns sistemas se apresentam **uniformes**, como a água límpida, o leite, um fragmento de ouro, etc., e outros **não-uniformes**, como uma pedra que possui pontos claros e pontos escuros, um pedaço de madeira com veios de diferentes cores, etc. Em decorrência dessas observações, surgiu a seguinte classificação:

- **Sistemas homogêneos:** os que se apresentam uniformes e com características iguais em todos os seus pontos;
- **Sistemas heterogêneos:** os que não se apresentam uniformes e nem têm características iguais em todos os seus pontos.

É importante notar que o critério de diferenciação entre **homogêneo** e **heterogêneo** é relativo, pois depende a aparelhagem de que se dispõe para as observações. Assim, à medida que vão sendo construídos microscópios mais potentes, nota-se que muitos sistemas que nos pareciam homogêneos, são, na realidade, heterogêneos.

Fases de um sistema

Considere os seguintes exemplos:

- Óleo de cozinha flutuando sobre água (há duas porções líquidas e homogêneas)
- Se você observar cuidadosamente um pedaço de granito, verá três porções sólidas e homogêneas.

Em um sistema heterogêneo, as porções homogêneas são denominadas **fases**. No exemplo do sistema água/óleo, temos duas fases líquidas; no caso do granito, temos três fases sólidas (o conjunto dos pontos brilhantes, o conjunto dos pontos escuros e a massa acinzentada).

Assim, quanto ao número de fases, os sistemas são classificados como:

- **sistemas monofásicos:** têm uma única fase (logo, são homogêneos);
- **sistemas polifásicos:** possuem mais de uma fase (portanto, são heterogêneos).

Os sistemas polifásicos podem ser **bifásicos** (formados por duas fases, como o sistema óleo/água), **trifásicos** (como o granito), e assim por diante.

A atividade experimental referente a esse conteúdo foi realizada depois da explicação do conteúdo, percebeu-se que os alunos não conseguiam estabelecer a diferença entre os sistemas apenas com a parte teórica.

O experimento desenvolvido para esse conteúdo foi: sistema homogêneo e sistema heterogêneo.

- **Conteúdo 2: Densidade**

As observações e as experiências na Ciência – medições: o cotidiano e o científico

Pode-se dizer que:

- verificar que gelo derrete e a água ferve sob a ação do calor, é uma **observação do cotidiano**;

- verificar que, **ao nível do mar**, o **gelo puro** derrete a 0 °C e a **água pura** ferve a 100 °C é uma **observação científica** (feita por meio de uma **experiência controlada**).

Note que, na ciência, tenta-se levar em consideração todos os fatores que podem influir nos resultados da experiência (“ao nível do mar”, “gelo puro”, “água pura”, etc.). Assim, qualquer pessoa pode repetir a experiência e chegar aos mesmos resultados (e acreditar no que foi dito).

Na vida diária usam-se várias medições para controlar, por exemplo, as relações comerciais de compra e venda, nosso estado de saúde, e assim por diante. Exemplificando: tecidos são vendidos a **metro** (m); refeições são cobradas por **quilogramas** (Kg); velocidades são controladas em **quilômetros por hora** (Km/h); a massa de nosso corpo é um dos índices de saúde; até o ritmo de nossa vida é controlado em **dias, horas, minutos**, etc.

No campo da ciência as medições são ainda mais importantes. Medimos massa, volume, temperaturas e inúmeras outras **grandezas**. Aqui definimos:

Grandeza é tudo aquilo que pode ser medido.

Unidade é uma grandeza escolhida arbitrariamente como padrão.

Em ciência são usadas, de preferência, as unidades do chamado **Sistema Internacional de Unidades** (SI).

Veja alguns exemplos do SI:

- a unidade de **tempo** é o **segundo** (s); seus múltiplos são o **minuto** (1 minuto = 60 segundos), a **hora** (1 hora = 60 minutos), etc.;
- a unidade de **massa** é o **quilograma** (Kg): um múltiplo usual é a **tonelada** (1 tonelada = 1 000 Kg); um submúltiplo usual é o **grama** (g) (1 grama = 0,001 ou 10^{-3} Kg);
- a unidade de comprimento é o **metro** (m): um múltiplo usual é o **quilômetro** (1 Km = 1 000 ou 10^3 metros); um submúltiplo usual é o **centímetro** (1 cm = 0,01 ou 10^{-2} metros).

São derivadas do comprimento a unidades de:

- **área**, por exemplo: **1 centímetro quadrado** (1 cm^2);
- **volume**, por exemplo: **1 centímetro cúbico** (1 cm^3).

No caso das medidas de volume também usa-se o **litro** ($1 \text{ litro} = 1.000 \text{ cm}^3$) e o **mililitro** ($1 \text{ mililitro} = 1 \text{ cm}^3 = 0,001$ ou 10^{-3} litros).

Por fim, é importante lembrar que as medições só são possíveis com o auxílio de aparelhos (instrumentos) convenientes. Tanto no dia-a-dia como na ciência esses instrumentos vêm evoluindo através dos tempos. Assim usamos:

- relógios cada vez mais precisos para medir o tempo;
- balanças cada vez mais precisas para medir as massas.

As medições são tão importantes na ciência que o cientista William Thomson (Lord Kelvin, 1824-1907) disse: “Afirmo muitas vezes que, se você medir aquilo de que está falando e expressar em números, você conhece alguma coisa sobre o assunto; mas, quando você não o pode exprimir em números, seu conhecimento é pobre e insatisfatório.”

Uma medição importante: a densidade

Para satisfazer as exigências da vida diária (também da ciência), novas medições foram criadas, ao longo do tempo. No cotidiano é comum dizer, por exemplo, que o chumbo “pesa” mais do que a madeira. No entanto, 1 Kg de chumbo afunda, enquanto 1 Kg de madeira flutua na água. É fácil perceber, porém que tal comparação só se torna justa e racional quando feita entre volumes iguais.

Surge dessa comparação o conceito de **densidade** dos materiais, entendida como a massa dos “pedaços” iguais (volumes iguais) dos vários materiais. Matematicamente, essa idéia corresponde à seguinte definição:

Densidade é o quociente da massa pelo volume do material (a uma dada temperatura).

Essa definição é expressa pela seguinte fórmula:

$$d = \frac{m}{V} \text{ sendo: } \begin{cases} m = \text{massa da substância (em g)} \\ V = \text{volume da substância (em cm}^3 \text{ ou mL)} \\ d = \text{densidade (g/cm}^3 \text{ ou em g/mL)} \end{cases}$$

Um caso particular importante é o da medição das densidades dos líquidos, que é feita diretamente pelos **densímetros**. Esse instrumento é um tubo de vidro cuja parte inferior é mais larga e “pesada” do que a superior, que consiste em uma haste graduada em densidades. Colocado num líquido o densímetro afunda mais ou menos, e a graduação da haste, que coincide com o nível líquido, dá diretamente a densidade do líquido.

Os densímetros são usados, por exemplo, em postos de gasolina, para medir a densidade do álcool vendido; em cooperativas de leite, para comprovar a qualidade do leite negociado e assim por diante.

É importante ainda observar que a densidade varia com a temperatura, pois o volume de um corpo muda de acordo com a temperatura, embora a massa permaneça a mesma. Por isso, é importante que, em informações científicas, se expresse, por exemplo, que a densidade do chumbo é de $11,34 \text{ g/cm}^3$ **a 20 °C**.

As atividades experimentais desenvolvidas para esse conteúdo foram: uso do densímetro e porque os materiais afundam ou flutuam? – e foram realizadas depois da leitura do texto e explicação do assunto.

- **Conteúdo 3: Processos de separação de misturas**

Os materiais encontrados na natureza, são em geral, misturas de várias substâncias. Mesmo em laboratório, quando tentamos preparar uma só substância, acabamos, normalmente, chegando a uma **mistura de substâncias**. Torna-se então importante, que nos laboratórios e também nas indústrias químicas, separar os componentes das misturas até que cada substância pura fique totalmente isolada das demais. Essa separação chama-se **desdobramento** (ou **fracionamento**, ou **resolução**, ou ainda, **análise imediata**).

No final do desdobramento, deve-se verificar se as substâncias foram realmente bem separadas. Para essa verificação, se utilizam as constantes físicas, como já foi estudado anteriormente.

É interessante lembrar que, no cotidiano, são usados vários métodos de separação.

Os principais processos de separação de misturas usados no dia-a-dia, nos laboratórios e nas indústrias químicas são:

- **Filtração**

É um processo mecânico que serve para desdobrar misturas heterogêneas de um sólido disperso em um líquido ou em um gás, como no aspirador de pó e no coador de café.

Em laboratório, a filtração mais simples é feita com um funil do tipo comum, em geral de vidro, no qual é colocada uma folha de papel filtro convenientemente dobrada.

Na indústria, filtrações também são muito utilizadas. Um exemplo é o dos filtros adaptados às chaminés das fábricas, para evitar que a poeira que acompanha os gases industriais seja lançada à atmosfera.

- **Decantação**

É também um processo mecânico que serve para desdobrar misturas homogêneas de um sólido num líquido ou de dois líquidos imiscíveis entre si.

Por exemplo, a areia que está em suspensão na água vai, lentamente, se depositando no fundo do recipiente (processo chamado **sedimentação**); no final, a água pode ser separada por inclinação cuidadosa do recipiente (processo de **decantação**) ou, então, por aspiração com auxílio de um sifão (processo de **sifonação**).

Evidentemente, ao se colocar uma mistura de areia e serragem em água, a areia irá ao fundo e a serragem flutuará na água. Temos então uma **sedimentação fracionada**, que nos permitirá separar a serragem da areia.

▪ Destilação

É um processo físico que serve para desdobrar as misturas homogêneas, como as soluções de sólidos em líquidos (**destilação simples**) ou as soluções de dois ou mais líquidos (**destilação fracionada**).

Quando se destila dois líquidos miscíveis entre si, a separação tende a ser melhor quanto maior for a diferença entre as temperaturas de ebulição dos dois líquidos; nesse caso **o líquido mais volátil destila em primeiro lugar**. Evidentemente, a separação não será possível no caso das misturas azeotrópicas. É o que acontece com uma mistura de aproximadamente 96% de álcool comum e 4% de água, em volume, que destila inalterada a 78,1 °C.

Os processos de destilação são muito usados nas indústrias. Um dos mais simples é o **alambique** para a fabricação de aguardente.

Muito mais complicadas são as **torres de destilação do petróleo**, que possibilitam separar vários de seus derivados, como a gasolina, o querosene, o óleo diesel, etc.

▪ Cristalização

É um processo físico que serve para separar e purificar sólidos. A água do mar contém vários sais. Em uma salina, entretanto, com a evaporação lenta da água, o sal comum (cloreto de sódio) cristaliza-se antes dos outros sais e, assim, é separado.

O que acontece em uma salina você mesmo pode verificar. Basta dissolver o máximo possível de sal de cozinha em água, colocar em um pires e aguardar um ou dois dias.

▪ Outros processos de desdobramento de misturas

Dependendo das propriedades específicas das substâncias que estão misturadas, pode-se lançar mão de outros processos de separação, tais como a sublimação, a dissolução fracionada, a evaporação, a separação magnética, etc.

A **sublimação** é aplicável quando apenas um dos componentes da mistura é sublimável. É como se purifica o iodo.

A **dissolução fracionada** é aplicável quando apenas um dos componentes da mistura é solúvel num dado líquido. Por exemplo, ao se colocar uma mistura de sal comum e areia em água, o sal irá se dissolver, enquanto a areia não; por decantação, separa-se a solução de sal e água da areia; e por evaporação, recuperamos o sal.

A **separação magnética** é aplicável quando um dos componentes da mistura é magnético, como é o caso das partículas de ferro. Pode-se então retirar essas partículas com o auxílio de um ímã ou eletroímã.

As atividades experimentais desenvolvidas para esse conteúdo foram separação de misturas heterogêneas e foram realizadas depois dos conteúdos terem sido trabalhados e da pesquisa realizada, pelos alunos, sobre outros métodos de separação que não constam no livro didático adotado.

- **Conteúdo 4. As substâncias químicas**

A hipótese de Dalton e o reconhecimento de que existem cerca de 90 elementos químicos (átomos) diferentes na natureza levam a uma pergunta muito importante: por que existe uma variedade tão grande de materiais na natureza?

Porque esses átomos, além de permanecerem isolados, podem se reunir das mais variadas maneiras, formando uma infinidade de agrupamentos diferentes, que podem ser **moléculas** ou **aglomerados de íons**.

Cada molécula (e cada aglomerado iônico) passa, então, a representar uma **substância pura** (ou uma **espécie química**) bem definida. Cada substância, por sua vez, é representada por uma abreviação denominada **fórmula**.

Considere o exemplo da água. Hoje se sabe que a água é formada por **moléculas**, onde estão reunidos um átomo de oxigênio com dois átomos de hidrogênio. Pode-se representar a molécula da água da seguinte maneira:

Como decorrência a fórmula da água será H_2O , onde aparecem os símbolos do hidrogênio e do oxigênio, além do índice 2, que indica a presença de dois átomos de hidrogênio na molécula de água.

A tabela seguinte nos dá mais alguns exemplos:

Substância	Fórmula
Hidrogênio Gás incolor, combustível, menos denso que o ar (e, por isso usado em balões meteorológicos)	H ₂
Oxigênio Gás incolor, existente no ar e indispensável à respiração dos animais e vegetais.	O ₂
Enxofre Pó amarelo, muito usado para fabricar outras substâncias úteis (corantes, vulcanizadores da borracha, etc).	S ₈
Gás carbônico Gás incolor, usado em extintores de incêndio, em bebidas, refrigerantes, etc.	CO ₂
Álcool comum Líquido incolor, usado em bebidas alcoólicas, como combustível, etc.	CH ₃ — CH ₂ OH
Sal comum Sólido branco, também chamado “sal de cozinha”, muito importante na alimentação.	NaCl

Nos exemplos acima percebe-se que, em cada molécula, existe um certo número de átomos ligados entre si. Nos aglomerados iônicos existem os chamados **íons**, que são átomos ou grupo de átomos carregados eletricamente. Por exemplo, no sal de cozinha existem íons positivos (chamados de **cátions**) de sódio, Na⁺, e íons negativos (chamados **ânions**) de cloro, Cl⁻. Nas substâncias iônicas não existem moléculas, mas aglomerações de um grande número de íons positivos e negativos que se mantêm reunidos em virtude da atração elétrica.

Agora é fácil entender por que, com poucos átomos (elementos) diferentes entre si, podemos obter milhares de moléculas (substâncias) distintas. Isso explica o grande número de substâncias diferentes existentes na natureza.

- **Substâncias simples**

Substâncias simples são formadas por átomos de um **mesmo elemento químico**.

É o que ocorre, por exemplo, nos casos do hidrogênio (H₂), do oxigênio (O₂) e do enxofre (S₈), citados anteriormente. Sendo formada por átomos de um mesmo elemento químico, não é possível dividir uma substância simples em outras substâncias simples.

Observações:

1.^a Há átomos que permanecem isolados. Um exemplo é o átomo de hélio, que representa simultaneamente o **elemento químico hélio** e a **substância simples hélio**. Assim, **um átomo de hélio** representa **uma molécula de hélio**.

2.^a Há átomos que podem se agrupar de maneiras diferentes, formando, pois, substâncias distintas. Por exemplo, dois átomos do elemento químico oxigênio formam uma molécula da substância simples oxigênio; no entanto, três átomos forma uma molécula da substância simples ozônio. Esse fenômeno é denominado **alotropia**, dizendo-se, então, que O_2 e O_3 são **formas alotrópicas** do elemento químico oxigênio (O).

3.^a Chama-se **atomicidade** o número de átomos existentes em uma molécula de substância simples. Dessa definição ocorre a seguinte classificação:

- ✓ **moléculas monoatômicas**, quando têm **um** átomo (exemplo: He);
- ✓ **moléculas diatômicas**, quando têm **dois** átomos (exemplo O_2);
- ✓ **moléculas triatômicas**, quando têm **três** átomos (exemplo O_3); e assim por diante.

▪ **Substâncias compostas ou compostos químicos**

Substâncias compostas (ou **compostos químicos**) são formadas por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes.

É o que ocorre, por exemplo, nos casos do gás carbônico (CO_2), álcool comum ($CH_3 - CH_2OH$) e do sal comum (NaCl), citado anteriormente. Sendo formada por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes, geralmente uma substância composta **pode ser dividida** em substâncias mais simples.

Observações:

Substância pura é qualquer substância, simples ou composta, formada por átomos, moléculas ou aglomerados iônicos, todos iguais entre si. Uma substância pura, por comodidade, é chamada simplesmente de **substância**, e sempre tem:

- a) propriedades características e bem definidas** (incluindo-se aqui as chamadas **constantes físicas** da substância, que já mencionamos anteriormente, como por exemplo, em condições ambientes):
- ✓ a **água** é sempre um líquido incolor, inflamável, de P.F. $0\text{ }^\circ\text{C}$ e P.E. $100\text{ }^\circ\text{C}$ ao nível do mar, etc.;
 - ✓ o **álcool comum** é sempre um líquido incolor inflamável, de P.F. $-117\text{ }^\circ\text{C}$ e P.E. $78,5\text{ }^\circ\text{C}$ ao nível do mar, etc.;
- b) composição química constante:**
- ✓ quando é **simples**, a substância é formada por um único elemento químico;
 - ✓ quando é **composta**, a substância é sempre formada pelos mesmos elementos, ligados na mesma proporção em massa, como decorre da lei

de Proust. Assim, por exemplo, o gás carbônico é sempre formado por carbono e oxigênio, na proporção constante de 3 para 8.

Para esse conteúdo foi desenvolvida uma analogia com canetas coloridas. Essa atividade foi realizada durante as leituras e as explicações.

- **Conteúdo 5: A evolução dos modelos atômicos**

O modelo atômico de Thomson

Já no século VI a.C., o filósofo grego Tales de Mileto havia percebido que, atritando um bastão de resina chamada **âmbar** com um tecido ou pele de animal, o âmbar passava a atrair objetos leves, como folhas secas, fragmentos de palha, etc. Daí surgiu o termo **eletricidade**, derivado de **elektron**, palavra grega que significa âmbar.

Uma explicação razoável para tal fenômeno é de que toda matéria, no estado normal, contém **partículas elétricas que se neutralizam mutuamente**; quando ocorre atrito, algumas dessas partículas tendem a migrar de um corpo para outro, tornando-os eletrizados.

Outra série de observações e experiências que abriu novos caminhos para o esclarecimento da estrutura atômica foi o estudo das **descargas elétricas em gases**. O exemplo mais comum desses fenômenos são os raios que “saltam” na atmosfera durante as tempestades. Em 1854 Heinrich Geissler desenvolveu um tubo de descarga constituído de um vidro largo, fechado e com eletrodos circulares em suas extremidades. Geissler notou que, quando produzia uma descarga elétrica no interior do tubo de vidro, com gás sob baixa pressão, a descarga deixava de ser barulhenta, e aparecia no tubo uma luz cuja cor dependia do gás, de sua pressão e da voltagem aplicada. É isso que acontece nos tubos luminosos de néon e nas lâmpadas fluorescentes atuais.

Em 1875, William Crookes colocou gases muito rarefeitos (isto é, em pressões baixíssimas) em ampolas de vidro. Submetendo esses gases a voltagens altíssimas, apareceram emissões que foram denominadas **raios catódicos**. Quando submetidos a um campo elétrico uniforme e externo, gerado por duas placas planas paralelas e carregadas, esses raios sempre se desviam na direção e no sentido da

placa que está carregada positivamente, o que prova que os raios catódicos são **negativos**.

Outro dado importante é que esse desvio ocorre sempre do mesmo modo, **qualquer que seja o gás** no interior da ampola. Esses fatos levaram os cientistas a imaginar que os raios catódicos seriam formados por pequenas partículas negativas, e que essas partículas existem em toda e qualquer matéria. Essas partículas foram denominadas **elétrons**. Surgia assim, pela primeira vez na história, a idéia da existência de uma **partícula subatômica** (isto é, menor do que o átomo). Contrariando Dalton, começava-se a provar que o átomo pode ser dividido. Da ampola de Crookes derivam os aparelhos de raios-X e os televisores modernos.

Uma complementação das experiências de Crookes foi feita em 1886 por Eugen Goldstein, que modificou a ampola de Crookes e descobriu os chamados **raios anódicos** ou **canais**. Esses raios são formados pelos “restos” dos átomos do gás, que sobram após terem perdido elétrons (cargas negativas). As partículas que formam os raios anódicos são positivas, o que pode ser demonstrado pelo desvio dessas partículas e, presença de um campo elétrico ou de um campo magnético.

Em particular, quando o gás presente na ampola de Goldstein é o hidrogênio (cujos átomos são os mais leves que se conhecem), os raios canais apresentam o menor de todos os desvios verificados no campo elétrico ou magnético. Imaginou-se então a existência de uma segunda partícula subatômica — o **próton** —, com carga positiva de valor igual a do elétron (capaz, portanto de tornar o átomo de hidrogênio eletricamente neutro.).

Para explicar os fenômenos anteriores, Joseph John Thomson propôs, em 1903, um novo modelo de átomo, formado por uma “pasta” positiva “recheada” pelos elétrons de carga negativa, o que garantia a neutralidade elétrica do modelo atômico (esse modelo ficou conhecido como “pudim de passas”). Começava-se, então, a admitir oficialmente a **divisibilidade do átomo** e a reconhecer a **natureza elétrica da matéria**.

O modelo atômico de Thomson explicava satisfatoriamente os seguintes fenômenos:

- **eletrização por atrito**, entendendo-se que o atrito separava cargas elétricas (parte das positivas em um corpo e igual parte das negativas em outro, como no caso do bastão atritado com tecido);
- **corrente elétrica**, vista como um fluxo de elétrons;
- **formação de íons** negativos ou positivos, conforme tivessem respectivamente, excesso ou falta de elétrons;
- **descargas elétricas em gases**, quando os elétrons são arrancados de seus átomos (como na ampola de Crookes).

A descoberta da radioatividade

Em 1896, o cientista francês Henri Becquerel descobriu que o elemento químico **urânio** emite radiações semelhantes, em certos aspectos, aos raios-X. Esse fenômeno passou a ser conhecido como **radioatividade**. Posteriormente o casal Curie descobriu radioatividade ainda mais forte nos elementos químicos **polônio** e **rádium**. Em 1898. Ernest Rutherford verificou que algumas emissões radioativas se subdividiam, quando submetidas a um campo elétrico.

Desconfiou-se então de que as radiações α seriam formadas por partículas positivas (pois são atraídas pelo pólo negativo) e mais pesadas (pois desviam menos); as partículas β seriam partículas negativas e mais leves e as radiações γ não teriam massa (o que só foi explicado mais tarde).

Refletindo sobre esse fenômeno, conclui-se que: se a matéria é eletricamente neutra, seus átomos são, obrigatoriamente neutros; conseqüentemente, a saída de partículas elétricas só será possível se esses átomos estivessem sofrendo alguma divisão. Note que reaparece a idéia da divisibilidade do átomo e da natureza elétrica da matéria (ou seja, a relação entre matéria e energia).

Atualmente a radioatividade é muito usada em vários ramos da atividade humana. Em medicina, por exemplo, materiais radioativos são usados na detecção de doenças do coração, da tireóide, do cérebro, etc., e também em certos tratamentos, principalmente do câncer.

A atividade experimental desenvolvida para esse conteúdo foi a de verificar a presença de elétrons nos corpos e foi realizada antes da leitura e explicação do assunto.

AVALIAÇÃO

A avaliação das atividades foi feita através de:

- participação dos alunos no desenvolvimento das atividades;
- entrega de relatórios sobre a atividade desenvolvida;
- seminários;
- resolução de exercícios referentes à atividade;
- provas e testes escritos.

CONSIDERAÇÕES GERAIS

Após analisar todas as atividades desenvolvidas chegou-se às seguintes conclusões:

- Sabe-se que muitas escolas públicas não contam com laboratório, materiais específicos e nem agentes que possam auxiliar o professor (no caso da escola em que foram desenvolvidas as atividades, não há nem pia disponível para a limpeza do material), mesmo assim, é possível realizar atividades simples em sala de aula, desde que se sejam observadas as normas de segurança em laboratórios de química.
- Quando eram atividades demonstrativas, a participação dos alunos foi um pouco menor, mas os resultados obtidos foram satisfatórios.
- Nas atividades em que os alunos participaram efetivamente do experimento, a participação foi total, o nível de discussão dos resultados foi mais alto e após as avaliações realizadas observou-se que houve uma aprendizagem mais significativa.

REFERÊNCIAS

- ARAUJO, Nelci Reis Sales de. **Categorias para a seleção de experimentos de química no ensino médio: um estudo comparativo das prioridades dos professores e licenciados em formação**. 2007. 185p. Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências e Educação Matemática) – Centro de Ciências Exatas da Universidade Estadual de Londrina, Londrina, PR.
- CARVALHO, Anna Maria Pessoa de (Org.). **Ensino de ciências: unindo a pesquisa e a prática**. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2006. 154p.
- Diretrizes Curriculares da Rede Pública de Educação Básica do Estado do Paraná: Química. Secretaria de Estado de Educação – SEED, Superintendência da Educação, Curitiba: 2008.
- FELTRE, Ricardo. **Química**. 6 ed. vol. 1. São Paulo: Moderna, 2004. 384 p.
- GALIAZZI, Maria do Carmo; GONÇALVES, Fábio Peres. A natureza pedagógica da experimentação: uma pesquisa na licenciatura em química. **Química Nova**. São Paulo. Vol. 27. n. 2, p. 326-331, mar./abr. 2004. Disponível em: <http://quimicanova.sbq.org.br/qn/qnol/2004/vol27n2/26-ED02257.pdf>. Acesso em: 03 out. 2008.
- HESS, Sônia. **Experimentos de Química com materiais domésticos**. São Paulo: Moderna, 1997. 96 p.
- LIMA, Viviani Alves de; MARCONDES, Maria Eunice Ribeiro. Atividades experimentais no ensino de química: reflexões de um grupo de professores a partir do tema eletroquímica. **La Enseñanza de las Ciencias**. 2005. n. extra. VII Congresso. Disponível em: http://ensciencias.uab.es/webblues/www/congres2005/material/comuni_orales/3_Relacion_invest/3_2/alves_649.pdf. Acesso em 03 out. 2008.
- MACHADO, Jorge. **O professor de química e o método científico**. Disponível em: <http://www.ufpa.br/eduquim/metodocientifico.htm>. Acesso em 06 de outubro de 2008.
- MACHADO, Jorge Ricardo Coutinho. **Considerações sobre o ensino de química**. Disponível em: <http://www.ufpa.br/eduquim/consideracoes.htm>. Acesso em 06 de outubro de 2008.
- MALDANER, Otavio Aloísio. **Formação inicial e continuada de professores de química: professores/pesquisadores**. 2 ed. rev. Ijuí: Unijuí, 2003.
- MARTINS, Élia. Uma perspectiva histórica do ensino das ciências experimentais. **Proformar on line**. 2006. ed. 13, p. 2, jan. 2006. Disponível em: http://www.proformar.org/revista/edicao_13/pag_5.htm. Acesso em 08 set. 2008.
- NANNI, Reginaldo. A natureza do conhecimento científico e a experimentação no ensino de ciências. **Revista Eletrônica de Ciências**. São Carlos. 2004, n. 26, maio 2004. Disponível em: http://www.cdcc.usp.br/ciencia/artigos/art_26/natureza.html. Acesso em: 29 set. 2008.

PRAIA, João; CACHAPUZ, Antonio; PÉREZ, Daniel Gil. A hipótese e a experiência científica em educação em ciência: contributos para uma reorientação epistemológica. **Ciência e Educação**. V. 8, n. 2, p. 253-262. 2002. Disponível em: <<http://vicenterisi.googlepages.com/hipoteseeexperiencia.pdf>>. Acesso em: 29 set. 2008.

SANTOS, Wildson Luiz Pereira dos; SCHNETZLER, Roseli Pacheco. **Educação em química: compromisso com a cidadania**. 3. ed. Ijuí: Unijuí, 2003. 144 p.

SANTOS, W. L. Pereira dos (Coord.). MÓL, G. de Souza (coord.). **Química e sociedade**. São Paulo: Nova Geração, 2005.

VALADARES, Jorge. O ensino experimental das ciências: do conceito à prática: investigação/acção/reflexão . **Proformar on line**. 2006. ed. 13, p. 5, jan. 2006. Disponível em: < http://www.proformar.org/revista/edicao_13/pag_5.htm>. Acesso em 08 set. 2008.

ANEXOS

ATIVIDADES EXPERIMENTAIS DESENVOLVIDAS

ATIVIDADE 1

SISTEMA HOMEOGÊNIO E SISTEMA HETEROGÊNIO

OBJETIVO:

- ☞ Identificar sistemas homogêneos e sistema heterogêneos

MATERIAL

- Água
- Areia
- Açúcar
- Sal
- Óleo
- Gasolina
- Aparas de giz
- Aparas de ferro
- Tinta guache
- Álcool
- Gelo
- Copos transparentes
- 1 colher ou espátula

PROCEDIMENTO

- Numerar 10 copos e acrescentar em cada um deles um pouco de água e a seguir acrescentar os outros componentes em cada copo. Observar e anotar o que se vê.
- A seguir, adicionar no copo 1, um pouco de açúcar. Observar e anotar o que ocorreu.
- Ir adicionando no copo 1 os outros componentes, agitar e observar e logo após cada adição, anotar o que ocorreu.
- Depois de feitas as observações, passar os dados coletados para a tabela a seguir:

COMPONENTES	TIPO DO SISTEMA	NÚMERO DE FASES
Água + areia		
Água + açúcar		
Água + sal		
Água + óleo		
Água + gasolina		
Água + aparas de giz		
Água + aparas de ferro		
Água + tinta guache		
Água + álcool		
Água + gelo		
Água + areia + açúcar		
Água + areia + açúcar + sal		
Água + areia + açúcar + sal + óleo		
Água + areia + açúcar + sal + óleo + gasolina		
Água + areia + açúcar + sal + óleo + gasolina + aparas de giz		
Água + areia + açúcar + sal + óleo + gasolina + aparas de giz + aparas de ferro		
Água + areia + açúcar + sal + óleo + gasolina + aparas de giz + aparas de ferro + tinta guache		
Água + areia + açúcar + sal + óleo + gasolina + aparas de giz + aparas de ferro + tinta guache + álcool		
Água + areia + açúcar + sal + óleo + gasolina + aparas de giz + aparas de ferro + tinta guache + álcool + gelo		

ATIVIDADE 2 – ATIVIDADE DEMONSTRATIVA

DENSIDADE DOS MATERIAIS

OBJETIVO:

- Trabalhar o conceito de densidade de maneira que os alunos compreendam o que ocorre quando os corpos afundam ou flutuam.

2.1 USO DO DENSÍMETRO

MATERIAL

- Gasolina
- Óleo diesel
- Leite
- Óleo de cozinha
- Água
- Sal
- Açúcar
- Álcool

PROCEDIMENTO

- Testar cada material com o densímetro.
- Anotar os resultados.
- Discutir os resultados observados.

2.2 POR QUE OS MATERIAIS AFUNAM OU FLUTUAM?

MATERIAL

- Proveta de 200 mL ou um recipiente transparente e comprido
- Xarope de groselha
- Óleo de soja
- Água
- Um prego
- Uma pequena peça de plástico
- Um pedaço de isopor ou cortiça
- Uma uva-itália

PROCEDIMENTO

- 1) No recipiente transparnte adicionar 50 mL de xarope de groselha.
- 2) Adicione o mesmo volume de óleo de soja.
- 3) Acrescente a seguir, lenta e cuidadosamente, o mesmo volume de água.
- 4) Adicione, nesta seqüência, os seguintes objetos: o prego, uma uva, a peça de plástico e por último o isopor ou cortiça.
- 5) Expliquei como se calcula o volume e a massa dos corpos e com a ajuda de uma balança e uma proveta, demonstrei o cálculo da densidade do prego, da peça de plástico, da uva e da água.
- 6) Fornecer aos alunos a tabela abaixo para que fosse completada:

Material	Massa (m)	Volume (V)	m - V	m + V	m x V	m/V
Água líquida	9,8 g	10,0 mL				
	29,0 g	30,0 mL				
	48,9 g	50,0 mL				
Óleo	9,37 g	10,0 mL				
	18,72 g	20,0 mL				
1 uva	10,58 g	9,3 mL				
3 uvas	31,80 g	27,5 mL				

QUESTÕES

- 1) O que você observou?
- 2) Por que os materiais ficaram dispostos da forma observada?
- 3) Será que se adicionarmos os materiais em uma ordem diferente a disposição será outra? Justifique.
- 4) O que é possível observar nos dados da tabela construída?
- 5) Que coluna apresenta dados que não dependem da quantidade de amostra? Justifique.
- 6) Por que os materiais afundam ou flutuam?

ATIVIDADE 3

SEPARAÇÃO DE MISTURAS HETEROGÊNAS

OBJETIVO

- ☞ Mostrar aos alunos que os processos de separação de misturas heterogêneas fazem parte do nosso dia-a-dia.

MATERIAL

- Água
- Sal
- Areia
- Limalha de ferro
- Grãos de feijão
- Serragem

PROCEDIMENTO:

- 1) Fazer uma pesquisa sobre os processos de separação de misturas.
- 2) Propor que cada grupo apresente aos demais uma atividade, demonstrando o processo pesquisado.

ATIVIDADE 4 – ANALOGIA

SUBSTÂNCIAS SIMPLES E SUBSTÂNCIAS COMPOSTAS

OBJETIVO: Diferenciar substâncias simples de substâncias compostas.

MATERIAL

Canetas coloridas (pretas, azuis, vermelhas e verdes).

Elástico.

PROCEDIMENTO:

Depois de conversar com os alunos sobre o assunto, verificar se os mesmos sabem diferenciar uma substância simples de uma substância composta. Trabalhar, então, com as canetas.

Pedir aos alunos que imaginem que cada caneta é um átomo e que cada cor representa um átomo diferente. A partir daí, começar a mostrar como são classificadas as substâncias em simples e compostas: grupos de canetas de mesma cor representam substâncias simples (aproveitar o momento para falar sobre alotropia), enquanto que grupos de canetas de cores diferentes, representam substâncias compostas.

ATIVIDADE 5

VERIFICANDO A PRESENÇA DE ELÉTRONS NOS CORPOS

MATERIAL:

- Balões de festa
- Régua
- Um pedaço de flanela
- Meias de seda
- Pedacos de papel picados
- pente .

PROCEDIMENTO:

- 1) Trabalhar com os alunos em duplas.
- 2) Cada dupla deve receber 2 balões, 1 régua, 1 pedaço de flanela, um pedaço de meia de seda, 1 pedaço de papel e 1 pente.
- 3) Pedir que encham os balões.
- 4) Atritar a régua na flanela e em seguida passar a mesma no balão. Observar e anotar o que aconteceu.
- 5) Fazer o mesmo procedimento com a régua e a meia de seda.
- 6) Atritar a régua nos cabelos e passar a mesma no balão e nos pedaços de papel. Observar e anotar o que aconteceu.
- 7) Passar o pente nos cabelos e em seguida passar perto dos pedaços de papel. Observar e anotar o que aconteceu.
- 8) Atritar os balões nos cabelos do companheiro. Observar e anotar o que aconteceu.

QUESTÃO:

- Por que em alguns casos há atração dos corpos pelos objetos atritados?