

**UNIVERSIDADE SAGRADO CORAÇÃO**

**ANA PAULA GATTI COLOMBO**

**ATIVIDADES EXPERIMENTAIS: PARA UMA BOA  
AULA TEÓRICA**

BAURU  
2011

**ANA PAULA GATTI COLOMBO**

**ATIVIDADES EXPERIMENTAIS: PARA UMA BOA  
AULA TEÓRICA**

Trabalho de Conclusão de Curso  
apresentado ao Centro de Ciências Exatas  
e Sociais Aplicadas como parte dos  
requisitos para obtenção do título de  
Química, sob orientação do Prof. Ms.  
Dorival Roberto Rodrigues.

BAURU  
2011

Colombo, Ana Paula Gatti

C7187a

Atividades experimentais: para uma boa aula teórica  
/ Ana Paula Gatti Colombo -- 2011.

71f. : il.

Orientador: Prof. Ms. Dorival Roberto Rodrigues

Trabalho de Conclusão de Curso (Licenciatura em  
Química) – Universidade Sagrado Coração – Bauru –  
SP.

1. Aulas Práticas. 2. Aulas Teóricas. 3. Motivação  
dos Estudantes. 4. Melhoria na Aprendizagem. I.  
Rodrigues, Dorival Roberto. III. Título.

# **ANA PAULA GATTI COLOMBO**

## **ATIVIDADES EXPERIMENTAIS: PARA UMA BOA AULA TEÓRICA**

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado ao Centro de Ciências Exatas e Sociais Aplicadas como parte dos requisitos para obtenção do título de Química, sob orientação do Prof. Ms. Dorival Roberto Rodrigues.

Banca examinadora:

---

Prof. Ms. Dorival Roberto Rodrigues  
Universidade Sagrado Coração

---

Profª Dr. Márcia Ap. Zeferino Garcia  
Universidade Sagrado Coração

---

Prof. Ms Carlos Henrique Conte  
Universidade Sagrado Coração

Bauru, 13 de dezembro de 2011.

Dedico este trabalho aos meus pais, João Carlos Colombo e Vera Márcia Gatti, que foram os verdadeiros responsáveis por eu chegar até aqui, eles me deram todo amor do mundo e apoio quando precisei. Obrigado pai e mãe por vocês existirem e principalmente por serem meus pais. Vocês são únicos.

## **AGRADECIMENTOS**

Agradeço a Deus, pois ele colocou uma pessoa muito importante na minha vida que foi grande responsável, junto com meus pais, por esta conquista. É você Breno Ramos Teixeira, muito obrigada por tudo, eu te amo muito.

Agradeço também a Nina que foi companheira de todos os dias, ficando do meu lado enquanto eu escrevia o trabalho.

Obrigado a todos os professores que construíram para meu conhecimento e em especial ao professor Dorival, não só por ele ser meu orientador, mas por ser minha base se tratando de profissional.

## RESUMO

Ensinar de maneira mais motivadora e ativa é realmente mais interessante tanto para o professor, como principalmente para os alunos. Aulas mais dinâmicas e com a participação de todos torna-se o ensino de química mais leve e com isto os alunos conseguem relacionar os fenômenos químicos com o dia a dia deles. Aprender química e gostar da matéria fica fácil, quando o professor tem um roteiro bom e interessante, pois só apresentar as reações químicas e as fórmulas geométricas, pode assustar os alunos e deixa-los bloqueados logo no começo, tornando as aulas de química um tormento. Portanto o verdadeiro objetivo deste trabalho é tornar mais interessante algumas aulas de química, montando para o professor um bom roteiro de aula teórica com a aula prática inclusa. Utilizando reagentes de fácil acesso e custo baixo, também faz parte do objetivo deste trabalho, já que, as condições financeiras das escolas públicas não são tão boas assim e as aulas propostas são voltadas também para as escolas da rede pública.

**Palavras – chave:** Aulas Práticas. Aulas Teóricas. Motivação dos Estudantes. Melhoria na Aprendizagem.

## ABSTRACT

To teach in a motivating and active way is really more interesting in such a way for the professor, as mainly for the pupils. More dynamic lessons and with the participation of all the education of lighter chemistry becomes and with this the pupils obtain to relate the chemical phenomena with the day the day of them. To learn chemistry and to like the substance are easy, when the professor has a good and interesting script, therefore to only present the chemical reactions and geometric formulas, can scare the pupils and soon leaves them blocked in the start, becoming the chemistry lessons a torment. Therefore the true objective of this work is to become more interesting some lessons of chemistry, mounting for the professor a good script of theoretical lesson with the lesson practises inclusa. Using reacting of easy access and low cost, also it is part of the objective of this work, since, the financial conditions of the public schools are not so good thus and the lessons proposals are also come back toward the schools of the net publish.

**Keywords:** Practical lessons. Theoretical lessons. Motivation of the Students. Improvement in the Learning.



## SUMÁRIO

<b>1</b>	<b>INTRODUÇÃO</b> .....	<b>8</b>
<b>2</b>	<b>DESENVOLVIMENTO</b> .....	<b>13</b>
<b>3</b>	<b>CONTEÚDOS TEÓRICOS E AULAS PRÁTICAS</b> .....	<b>17</b>
<b>3.1</b>	<b>DENSIDADE DAS SUBSTÂNCIAS</b> .....	<b>17</b>
<b>3.2</b>	<b>LÍQUIDOS MISCÍVEIS E IMISCÍVEIS</b> .....	<b>19</b>
<b>3.3</b>	<b>SOLUBILIDADES DAS SUBSTÂNCIAS</b> .....	<b>25</b>
<b>3.4</b>	<b>REAÇÕES QUÍMICAS</b> .....	<b>28</b>
<b>3.5</b>	<b>LIGAÇÕES QUÍMICAS</b> .....	<b>42</b>
<b>3.6</b>	<b>FUNÇÕES INORGÂNICAS</b> .....	<b>54</b>
<b>4</b>	<b>CONSIDERAÇÕES FINAIS</b> .....	<b>69</b>
	<b>REFERÊNCIAS</b> .....	<b>70</b>

## 1 INTRODUÇÃO

Neste trabalho, serão apresentadas experiências fáceis de serem realizadas nas escolas da rede pública e particular de ensino, possibilitando aos alunos do ensino médio demonstrar o que se aprende na teoria através da prática.

As experiências serão apresentadas conforme a proposta de ensino do governo do estado de São Paulo, sendo realizada para determinadas aulas teórica e uma aula prática.

Serão utilizados materiais e reagentes fáceis de serem encontrados, pois não é sempre que as escolas públicas possuem reagentes sofisticados e quando possui falta professores interessados em realizar uma boa aula prática.

Segundo São Paulo (2010, p. 126),

De maneira geral, o Ensino Médio sempre foi marcado por uma tendência livresca e essencialmente teórica, ainda que, desde a década de 1930, as sucessivas legislações educacionais tivessem proposto que devesse ser orientado pelos preceitos do método experimental.

Aprender química é muito mais do que simplesmente memorizar nomes, fórmulas e informações que não guardam nenhum sentido com a realidade de cada aluno. Aprender química é sim, conseguir relacionar as transformações químicas que ocorrem, tanto nos processos naturais como nos tecnológicos, com o cotidiano de cada um, como afirma o Currículo de ensino do estado de São Paulo (2010).

Portanto, uma compreensão mais abrangente é o que se sugere quando se trata de ensinar Química. Aliás, esta afirmação fica claramente sinalizada nas orientações educacionais complementares dos Brasil Parâmetros Curriculares Nacionais (2002, p. 87), “a Química pode ser um instrumento da formação humana, que amplia os horizontes culturais e a autonomia, no exercício da cidadania, se o conhecimento químico for promovido como um dos meios de interpretar o mundo e intervir na realidade”.

Pensando neste contexto o Currículo de Química do Estado de São Paulo em 1978, também enfatizou a necessidade do uso de laboratórios, além de destacar a importância da compreensão do processo de produção do conhecimento científico e o cotidiano como um critério para a seleção dos conteúdos. Informação esta, encontrada no Currículo de Química (SÃO PAULO, 2010, p. 126).

Dados do Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas o INEP, afirmam que ocorreu um aumento de 0,2% na quantidade de alunos matriculados no ensino médio da rede pública de educação em relação aos números de 2009. (BRASIL, 2010). Ainda segundo as pesquisas realizadas pelo INEP pode se afirmar,

Assim como nos anos anteriores, a rede estadual continua a ser a maior responsável pela oferta de ensino médio e responsável por 85,9% das matrículas. A rede privada atende 11,8% e as redes federal e municipal atendem pouco mais de 1% cada. (BRASIL, 2010, p. 11).

Dados estes que podem ser observados na figura abaixo.

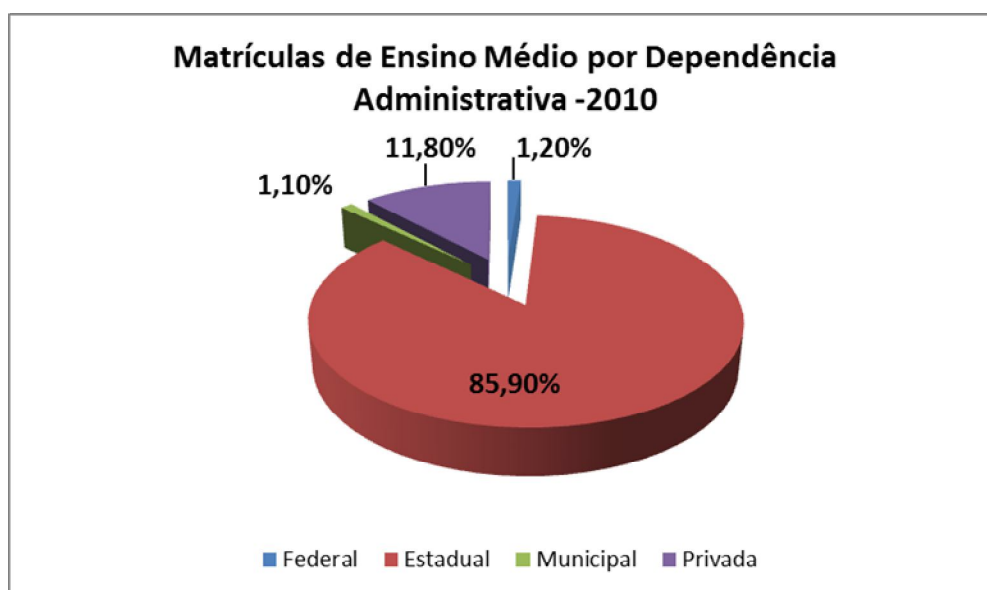


Figura 1 – Matrículas de Ensino Médio por Dependência Administrativa -2010  
Fonte: BRASIL (2010). Adaptada pela autora.

Devido o grande índice de alunos do ensino médio que dependem da rede pública para construir um futuro, o professor tem como dever fornecer todo e qualquer conhecimento que este possua, superando todas as dificuldades que possivelmente poderá aparecer pelo caminho, tanto com relação à infra-estrutura da rede pública, quanto as possíveis dificuldades que os alunos apresentaram durante o ensinamento, nunca menosprezado a capacidade de destes estudantes.

Pesquisa realizada e apresentada no 8º Simpósio Brasileiro de Educação Química revela que no universo de 91 participantes, 62,64% admitem possuir dificuldades na aprendizagem. Já 86,81% afirmam que a metodologia utilizada pelo

professor tem bastante influência no processo de aprendizagem. (DUARTE et al, 2010).

Segundo os próprios autores, estudos mais aprofundados que apresentem soluções para este problema gravíssimo, devem ser realizados, já que, cada vez mais os jovens concluem o Ensino Médio com uma visão deturpada da disciplina de Química e o pior sem ter aprendido a importância dessa e como a mesma, esta presente em nosso cotidiano.

Talvez por esta avaliação errada sobre uma disciplina tão importante, a procura dos alunos do ensino médio pelo curso de graduação em Química é baixa, deixando o mercado com falta destes profissionais. Esta informação pode ser encontrada numa pesquisa realizada pelo INEP (BRASIL, 2010) e observada nas tabelas a seguir.

<b>Tabela 1 - Dez (10) Cursos Profissionalizantes com Maior Número de Matrículas na Rede Federal - Brasil 2010</b>		
Curso	Matrícula	%
Total Geral	165.355	100,0
Total	99.486	60,2
Agropecuária	20.862	12,6
Informática	19.286	11,7
Edificações	12.628	7,6
Eletrotécnica	11.951	7,2
Mecânica	9.509	5,8
Eletrônica	5.992	3,6
Química	5.449	3,3
Segurança do Trabalho	5.121	3,1
Administração	4.483	2,7
Eletromecânica	4.205	2,5

Fonte: BRASIL (2010). Adaptada pela autora.

Nota: Inclui matrículas na educação profissional integrada ao ensino médio.

<b>Tabela 2 - Dez (10) Cursos Profissionalizantes com Maior Número de Matrículas na Rede Privada Brasil 2010</b>		
Curso	Matrícula	%
Total Geral	544.570	100,0
Total	356.258	65,4
Enfermagem	125.475	23,0
Segurança do Trabalho	54.001	9,9
Informática	40.145	7,4
Radiologia	27.157	5,0
Mecânica	27.101	5,0
Administração	23.191	4,3
Eletrotécnica	16.778	3,1
Eletrônica	14.875	2,7
Química	14.572	2,7
Mecatrônica	12.963	2,4

Fonte: BRASIL (2010). Adaptada pela autora.

Nota: Inclui matrículas na educação profissional integrada ao ensino médio.

Ensinar Química não é simplesmente derramar conhecimento sobre os alunos e esperar que eles, como num passe de mágica, dominem a matéria e necessário que tanto os professores, quanto os alunos concordem que é preciso gostar do que estão fazendo, para que possam construir um conhecimento significativo.

O professor não precisa fazer com que todos os alunos amem a química, mas é muito importante que, no mínimo, não a odeiem.

## 1.1 OBJETIVOS

- **Geral**

Propor um conjunto de 14 experimentos práticos de Química, de execução simples e com materiais de fácil obtenção, que possam ser utilizados em aulas desta disciplina em escolas das redes pública e particular para alunos dos níveis fundamental e médio de ensino.

- **Específicos**

Apresentar sucintamente o panorama do ensino no Brasil, no tocante ao aprendizado de Química, suas dificuldades e sucessos.

Contribuir com um material útil aos professores de Química, para o enriquecimento de suas aulas, proporcionando uma ferramenta que aumente o nível de aprendizado e o prazer de aprender de seus alunos.

## 2 DESENVOLVIMENTO

### 2.1 IMPORTÂNCIA DE TER AULAS PRÁTICAS.

Pesquisas realizadas e apresentadas por Zimmermann (2005), através de questionários respondidos pelos alunos, verificou que as aulas ocorridas nos laboratórios são de grande importância na vida escolar, já que possibilita a descoberta de um novo contato com a natureza. É uma forma de não ficar unicamente na sala de aula. A mesma autora defende, ainda, que este tipo de atividade laboratorial deva ser inserido nas séries iniciais, onde os conceitos começam a ser apresentados e construídos pelos alunos. Quem deste modo os alunos passem a se interessar pela Ciência desde cedo.

A maioria das pessoas tem grande dificuldade de entender a Química, é o que mostra a pesquisa que foi apresentada pela Sociedade Brasileira de Química (SBQ,) no artigo: Avaliação do desempenho de alunos do ensino médio na disciplina de química.(FÁVERI, C. et al, 2008).

As questões descritivas questionaram: O que é química e qual o seu papel na sociedade? O resultado foi de que 75% dos alunos relacionaram com “fenômenos da natureza, organismos vivos e tecnologia”, “tudo que há de natural e sintético”, tanto na sua formação quanto na sua preservação. 60% dos entrevistados responderam que se estuda química “para compreender a vida, compreender como tudo é formado, suas transformações e reações. (FÁVERI, C. et al, 2008).

Os resultados nas questões objetivas, que são demonstrados na figura abaixo, mostram que a média geral de acertos resultou em abaixo de 40% e o percentual de acertos entre as três séries é muito próximo, sendo que em alguns casos os alunos da 3ª série, obtiveram resultados inferiores aos de alunos da 1ª série. (FÁVERI, C. et al, 2008).

Para entender melhor os resultados obtidos pelo autor, pode ser observado a figura a seguir. Figura esta que demonstra o quando o passar dos anos letivos, ou seja, do 1º ano até o 3º ano do ensino médio, os alunos começam a ficar mais cansados e menos interessados nas disciplinas oferecidas pela escola, daí a importância de se ter aulas diferenciadas e que acabem com a monotonia do dia a dia em sala de aula.

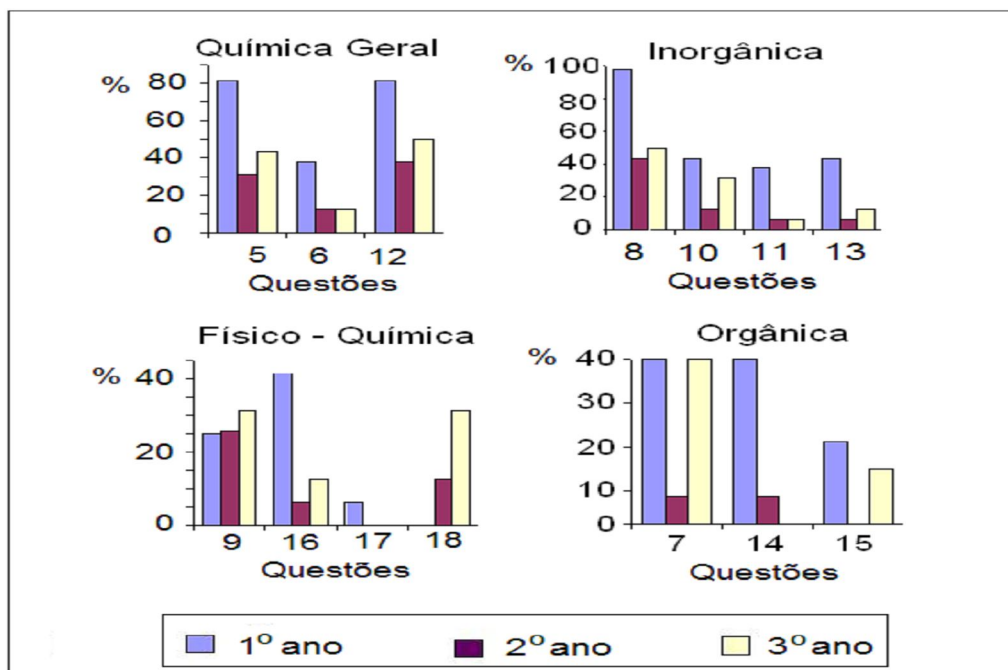


Figura 2– Índice de acertos das questões objetivas por sub-área da disciplina de química e série dos alunos entrevistados do ensino médio.

Fonte: SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA ( SBQ)

Os autores concluíram através destes índices obtidos que:

(1) Os resultados demonstram similaridade com os obtidos na prova Brasil2, na qual, os alunos da 3a série tiveram notas inferiores em relação aos iniciantes do ensino médio (prova Brasil notas de 3,9 e 4,3 respectivamente).

(2) O índice de 40% de acertos nas questões objetivas por alunos de todas as séries do ensino médio, assemelha-se a média obtida na área de ciências do senso escolar (2005) 2, que foi de 33%.

Através destes resultados, pode-se concluir a baixa sedimentação dos conteúdos abordados na disciplina de química com o decorrer das séries do ensino médio e a dificuldade de aplicá-los em fatos ocorridos no seu cotidiano. (FÁVERI, C. et al, 2008).

Esta dificuldade de relacionar a Química com o cotidiano, e de aprendê-la, talvez já seja um bloqueio causado pelo próprio ser humano, é o que pensa esta autora.

Mas será que tudo isso não é simplesmente ignorância e falta de conhecimento? Pois esta falta de informação, não deixa com que estas pessoas aplique estes conhecimentos nos acontecimentos do mundo e no nosso dia a dia.



Se todos compreendessem que a Química ajuda a entender as coisas que ocorrem no Universo, e que as descobertas realizadas através dela fazem com que o ser humano evolua cada dia mais, seria muito mais fácil e prazeroso aprendê-la.

Diante de todos os comentários, realizar este trabalho, trazendo para o dia a dia destes alunos um pouco mais de satisfação em aprender Química através da realização de experiências é o maior objetivo desta autora.

Realizar aulas laboratoriais faz com que estes alunos aprendam a interagir e entender mais sobre os materiais e sobre as reações que neles acontecem. Trazendo assim, o interesse pela ciência e quem sabe despertando vocações desconhecidas.

A Química é uma Ciência experimental, portanto, ela está totalmente presente em nossas vidas, seja nas funções mais essenciais aos seres humanos como respirar, pensar, quanto nas mais específicas de desenvolvimentos científicos e tecnológicos, a mesma está dentro dos laboratórios, e percebe-se mais que uma estratégia de ensino faz-se necessário que as escolas disponham desses e de outros recursos áudio-visuais, uma vez que trabalha-se muito a capacidade de abstração durante o ensino. (DUARTE et al, 2010).

Pois uma pesquisa apresentada por Duarte et al (2010), que observou a opinião de um aluno, que provavelmente representa a maioria dos estudantes do ensino médio mostrou que . “[...]Bom, eu gosto de Química, mas eu não sei por que tenho tanta dificuldade de aprender, mesmo eu praticando[...]”(LISBOA , 2010).

Isso nos faz enxergar o ponto que os autores quiseram levantar,

[...] Aliada a essas informações ainda temos um ponto reconhecido como fundamental para tal aprendizagem, que seria a prática laboratorial, as escolas precisam de recursos para que seus laboratórios funcionem, tornando assim as aulas de Químicas mais reais, logo, mais interessantes. (DUARTE et al, 2010).

Portanto, sabendo-se que não a uma aversão a disciplina, mas sim uma falta de modernização de ensino, fica mais concreto ainda o objetivo deste trabalho.

Em uma outra pesquisa realizada com alunos do ensino médio de outra cidade podemos obter praticamente os mesmo resultados, porém com informações mais específicas de interesse para este trabalho.

“ A pesquisa revela que 65% dos alunos tiveram aulas experimentais em sala e 35% não tiveram aulas práticas. As aulas práticas ocorrem com frequência bimestral em 46% dos entrevistados, 35% nunca tiveram aulas prática de química. Uma minoria (6%) tem aulas mensalmente, enquanto 13% têm aulas práticas anualmente” . (Silva, A. e Silva, T. (2008),

Mas o que mais chama a atenção dos autores é a porcentagem de alunos que nunca tiveram aulas práticas.

A metodologia utilizada pelos professores são aulas expositivas, leituras de textos, conteúdo escrito no quadro, utilização do livro didático e resoluções de exercícios e trabalhos.

A Proposta Curricular sugere que os alunos do ensino médio devem compreender os processos químicos e aprender a relacionar estes com as aplicações tecnológicas, sociais e principalmente ambientais.

Afirma ainda que após aprenderem a fazer estas relações, jovens críticos serão formados e conseguiram tomar decisões de maneira responsável, em nível coletivo ou individual.

Mas para conseguirmos estes resultados e obtermos a formação de adolescentes pensantes, a aprendizagem tem que ser uma coisa mais dinâmica e interessante.

### 3 CONTEÚDOS TEÓRICOS E AULAS PRÁTICAS

#### 3.1 DENSIDADE DAS SUBSTÂNCIAS

De acordo com Lisboa (2010), a densidade é uma grandeza que relaciona a massa de um material com o volume que ocupa. Ou seja, a quantidade de matéria que está presente em um determinado volume. E para obter seu valor dividimos a massa do objeto pelo volume.

$$\text{Formula: } d = \frac{\text{massa}}{\text{Volume}}$$

Muito utilizada para caracterizar uma substância a densidade também depende da temperatura, pois os materiais sofrem contração ou dilatação de seu volume conforme a variação de temperatura. Portanto, sempre que feito uma análise, indicar a temperatura em que foi realizado a medição da densidade.

Tabelas apresentam alguns valores fixos para determinadas. Alguns exemplos seguem na figura abaixo.

MATERIAL	ÁGUA	ÓLEO DE SOJA	VIDRO	ISOPOR
<b>d (g/cm<sup>3</sup>), a 25° C</b>	1,0	0,9	2,7	0,1

Figura 3– Densidade de alguns materiais  
Fonte: LISBOA (2010)

#### 3.1.1 Atividade Experimental 1 – Comparação de Densidade

##### Materiais

- Colher de chá
- Copo de vidro, transparente, fundo e largo
- Sal
- Água
- Ovo

### Procedimento

- Encher o copo de água, aproximadamente 150 mL, colocar o ovo e observar o que acontece por alguns minutos.
- Retire o ovo do copo e acrescente uma colher de sal na mesma água, agite bem até dissolver todo o sal. Recoloque o ovo no copo e observe o sistema.
- Repita o procedimento por algumas vezes, até que o sal colocado não mais se dissolva e se precipite no fundo do copo.

### Objetivo

Observar que a densidade de uma mistura depende de sua composição. Conforme aumenta-se a concentração de sal na água aumenta a sua densidade.

### Resultado

Quando se encontra a água pura, o ovo afunda, na medida em que vamos adicionando sal, o ovo começa a flutuar.

### Conclusão

Concluí-se com a realização deste experimento que ocorreu um aumento na densidade da água conforme adicionado o sal, isto pode ser observado conforme o ovo sobe a superfície.

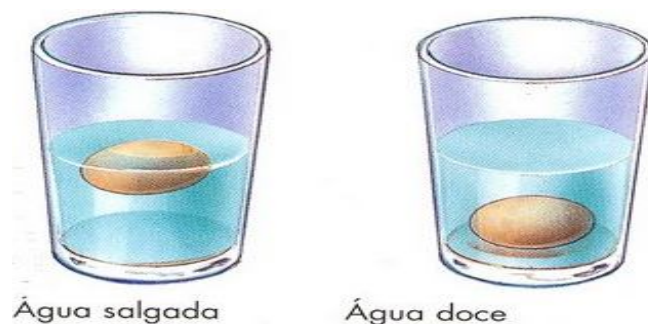


Figura 4- Conclusão da Experiência.  
Fonte: EXPERIÊNCIA DO OVO

## **Análise**

Segundo Lisboa (2010), a explicação deste experimento pode ser iniciada com a ideia de que se o ovo estiver estragado, este flutuará quando colocado na água. Devido a formação de uma substância gasosa no seu interior, o que pode ser explicado como resultado da decomposição da matéria orgânica presente na composição interior do ovo.

A experiência mostra ainda a variação da densidade, que fica comprovada pelo comportamento do ovo, conforme vai sendo adicionado o sal na mistura.

Pode-se ainda, relacionar este experimento com o efeito da variação da quantidade de soluto em relação à do solvente.

## **Possível Questionário**

1. Qual foi o ocorrido quando colocado o ovo na água pela primeira vez?
2. Após varias adições de sal, qual foi a mudança que ocorreu no sistema?

## **3.2 LÍQUIDOS MISCÍVEIS E IMISCÍVEIS**

Os líquidos possuem duas classificações, miscíveis, que são líquidos que se dissolvem, ou seja, formam uma única fase, como por exemplo, a água e o álcool e imiscíveis, aqueles que não conseguem se dissolver, ou seja, fica visível a formação de duas ou mais fases na mistura, como é o caso da água e do óleo.

As figuras 5 e 6 que serão apresentadas a seguir representam as duas classificações citadas anteriormente.

- Miscível



Figura 5– Demonstração de substâncias miscíveis:  
(Água + Álcool + Corante)

Fonte: A GRAÇA DA QUÍMICA

- Imiscível



Figura 6– Demonstração de dois líquidos  
imiscíveis: (Água + Óleo)

Fonte: SUBSTÂNCIAS E MISTURAS: COMBINAÇÕES

### 3.2.1 Atividade Experimental 2 – Densidade e Líquidos Miscíveis e Imiscíveis

#### **Materiais**

- Vidro de maionese
- Óleo de soja
- Álcool
- Mel
- Corante alimentício
- Bolinha de gude
- Clipes de metal
- Cera de vela em pedacinhos
- Cortiça de rolha em pedacinhos

#### **Procedimento 1 – Observação da Densidade e Imiscibilidade**

- Adicione ao vidro, mais ou menos dois dedos de Mel.
- Em um pouco de água, pingue algumas gotas de corante (isto é para diferenciar a água do álcool que terá uma outra cor de corante).
- Com o vidro inclinado, despeje cuidadosamente a água sobre o mel. Já poderá ser observado suas fases de líquidos.
- O mesmo deve ser feito com o óleo, caso surja algumas bolhas não tem nenhum problema.
- Pingue o corante de outra cor no álcool e em seguida o adicione no frasco.

#### **Objetivo**

Observar a densidade de diferentes líquidos em um mesmo recipiente.

## Resultado

O resultado que pode ser obtido foi o seguinte: Quatro camadas diferentes, uma bem separada da outra. Como pode ser observado na figura.



Figura 7 - Demonstração do experimento relacionado a densidade  
Fonte: BRASIL MINISTÉRIO DA SAÚDE

## Conclusão

Concluí-se com a realização deste experimento, que a ordem em que vão sendo adicionados os líquidos é muito importante, pois caso seja adicionado de maneira errada em questão de densidade, não será obtido o resultado esperado. Lembrando que não é somente a questão de densidade que altera o resultado, mas os demais conceitos não cabem no momento. Como o mel é a substância mais densa dos demais líquidos em questão tem que ser colocá-lo no fundo do recipiente. Por conhecimentos já analisados pode-se afirmar que o mel irá se dissolver na água, porém esse processo é muito lento.

Em seguida, adiciona-se água que é imiscível com o óleo, sendo os únicos líquidos que não se misturam de todos os utilizados, estes não podem ser misturados devido à interação entre as moléculas que constituem as substâncias, interação está que é mais forte que a interação que haveria caso ocorresse a mistura.



Além de ser imiscível ao óleo, a água é mais densa que o mesmo e de qualquer modo ficaria abaixo dele.

Para que não ocorresse à mistura da água e do álcool adiciona-se o óleo. Por fim, adiciona-se o álcool que é o menos denso de todos os líquidos em questão.

### **Procedimento 2 – Observação da Densidade**

- Após a primeira etapa ser concluída e as diferentes fases serem observadas, vamos adicionar os sólidos.
- Adicione algumas bolinhas de gude.
- Em seguida alguns pedacinhos de cera de vela e de cortiça.
- Para concluir adicione os cliques de metal.

### **Objetivo**

Observar a solubilidade e a densidade de diferentes líquidos e sólidos em um mesmo recipiente.

### **Resultado**

Ao serem adicionados, os sólidos tomaram diferentes lugares entre os líquidos que continha o recipiente. Ao adicionar as bolinhas de gude, estas foram para o fundo do recipiente, já os pedaços de vela ficaram entre as fases do óleo e do álcool, a cortiça (rolha) ficou na superfície, não afundou e por fim, o cliques de metal ficaram abaixo das bolas de gude, rente ao fundo do recipiente.

Todos estes resultados podem ser observados na figura.

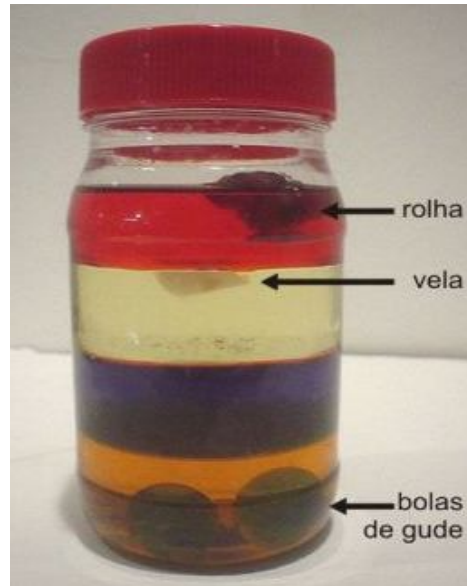


Figura 8- Demonstração do experimento relacionado a solubilidade e densidade.  
Fonte: BRASIL MINISTÉRIO DA SAÚDE

### Conclusão

Concluí-se com a realização desta segunda etapa do experimento, que a cortiça (rolha) é o objeto menos denso comparado com os demais sólidos adicionados, e ao compará-la com os líquidos é também a mais densa, por este motivo ficou na superfície e não afundou. Já os objetos que foram para o fundo do recipiente, a bola de gude e os cliques de metal, são classificados como os de maior densidade e por isso afundaram. No caso da vela (cera), podemos observar que ela é menos densa do que o óleo e mais densa do que o álcool, por este motivo esta entre estas duas fases.

Lembrando que estas propriedades das substâncias independem da quantidade que estamos utilizando.

### 3.3 SOLUBILIDADES DAS SUBSTÂNCIAS

Outra definição muito importante na química é a solubilidade de determinada substância.

Solubilidade é a capacidade que uma substância tem em se dissolver em outra. Já os resultados sobre solubilidade de certas substâncias são obtidos somente através de experiências, mas a solubilidade das substâncias mais comuns e mais utilizadas pode ser encontrada em tabelas.

Para uma melhor compreensão é classificado como solvente o meio em que se quer dissolver algo, e soluto aquilo que se deseja dissolver.

Um exemplo que podemos encontrar no livro de Química Ser Protagonista 1º Ano de Lisboa (2010) é o sal e a água. O sal é o soluto que se dissolve na água, que é o solvente. Já a mistura resultante é chamada de solução.

Assim, como na densidade, na solubilidade também ocorre variação conforme a temperatura. A capacidade de dissolução de um solvente com relação a certo soluto é diferente em determinadas temperaturas.

Agora, quando se trata de dissolução de um sólido em um meio líquido a capacidade é limitada, ou seja, possui o máximo de soluto que pode ser dissolvido em certa quantidade de solvente.

#### 3.3.1 Classificação das soluções

Existem três classificações para as soluções:

- Saturada: quando o solvente não consegue mais dissolver uma nova adição de soluto.
- Supersaturada: quando a solução já está instável, ou seja, a quantidade de soluto dissolvido é superior ao necessário para a saturação. Podemos reconhecê-la pela presença de corpo de fundo, ou seja, resíduos sólidos no fundo do recipiente em análise.
- Insaturada: quando a quantidade de soluto ainda é inferior à capacidade máxima de dissolução do solvente, ou seja, ainda pode ser adicionado mais soluto, pois o solvente conseguirá dissolver.

O conceito descrito acima pode ser observado na figura a baixo.

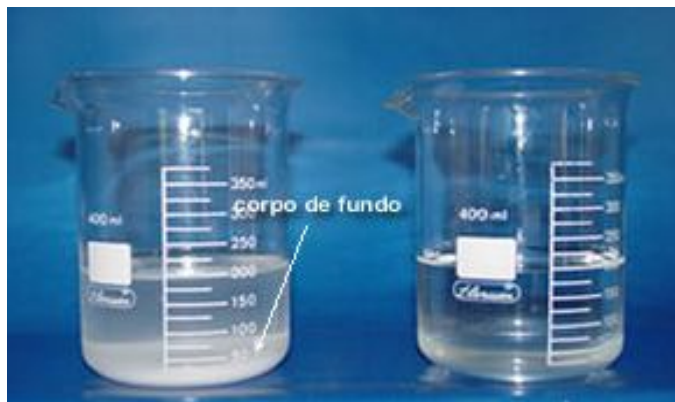


Figura 9– Exemplo de solução saturada e insaturada  
Fonte: EDICAÇÃO EM QUÍMICA

### 3.3.2 Dissolução

Quando uma substância que se encontra no estado sólido é adicionada a um meio líquido de modo a formar uma solução líquida, esta substância ao ser adicionada provoca a destruição de sua própria estrutura, pois, as partículas do solvente atacam a superfície do retículo cristalino da substância sólida, removendo suas partículas até que as dispersem.

Este processo acaba provocando alterações na estrutura do solvente, onde passam a existir partículas que constituíam o soluto no lugar das partículas que constituíam o solvente. Já a estrutura do soluto é totalmente destruída

E à medida que ocorre esta dissolução, as forças que existiam entre soluto-soluto e solvente-solvente passam a ser substituídas pelas forças soluto-solvente.

Para concluir o assunto, vale lembrar uma frase muito utilizada para esta teoria: " semelhante dissolve semelhante ". Ou seja, caso tenham uma estrutura semelhante, um solvente dissolverá um soluto. Portanto, solventes polares tendem a dissolver solutos polares e solventes apolares dissolvem solutos apolares, mas como toda regra, há exceções.

### 3.3.3 Atividade Experimental 3 – Solubilidade da Água

#### **Materiais**

- Colher de Sobremesa
- 4 Copos
- Água
- Sal
- Areia
- Açúcar
- Farinha de Trigo

#### **Procedimento**

- Em todos os copos adicione água até pela metade.
- Acrescente uma colher de cada substância citada acima nos quatro copos, lembrando cada substância no seu respectivo copo, não misture as substâncias.
- Observe os resultados obtidos.
- Em seguida, agite bem cada substância, com uma colher por aproximadamente 1 minuto.
- Após a agitação deixe de repouso.
- Observe novamente o que ocorreu.

#### **Objetivo**

Observar a solubilidade da água como solvente com diferentes solutos e assim conhecer um pouco mais sobre suas propriedades, já que ela é uma substância indispensável para vida humana.

## Resultado

Após a realização da experiência, observa-se que a água é um solvente natural, extraordinário, que sua solubilidade não se diferencia das teorias encontradas no livro didático. Como a literatura já afirma, todo solvente tem seu ponto máximo, caso seja ultrapassado este ponto não é possível mais dissolver o soluto, e com a água não é diferente.

Como todo solvente, a água possui solutos que não conseguem dissolver e com esta informação é possível enxergar a importância de despoluir rios, mares e etc, ajudando este bem tão precioso a sempre existir.

## Conclusão

Concluí-se, com a realização deste experimento, que quando adicionado o sal, a água conseguiu perfeitamente dissolvê-lo, porém se supersaturar a água e ultrapassar seu ponto máximo de dissolução vai ser visível a formação de sobrenadantes que são Cloretos de Sódios ( $\text{NaCl}$  insolúvel) e no fundo do copo ficaram os precipitados.

### 3.4 REAÇÕES QUÍMICAS

Para Lisboa (2010), uma transformação química pode ocorrer em todos os lugares do Universo, de formas variadas. Mas, para que ocorra a reação, é necessário que as substâncias que reagirão estejam em condições favoráveis, como condições adequadas de temperatura e pressão, entre outros fatores.

Muitas vezes, estas condições não são apropriadas para que a reação ocorra naturalmente, já em outros casos, as condições são tão favoráveis que as reações ocorrem até mesmo sem a vontade do ser humano.

Um exemplo de reação que ocorre naturalmente é dos metais oxidados, que apenas na presença do ar úmido e quente acabam passando por transformações químicas em sua estrutura interna, mas que fica claro a olho nu. Ou então, as

substâncias presentes nos alimentos que se degradam ao serem submetidas a temperaturas elevadas.

Por estes e outros motivos, a Química estuda cada tipo de reação, possibilitando realiza-las em diferentes velocidades.

### **3.4.1 Indícios que está ocorrendo uma reação química**

Para saber se esta ou não ocorrendo uma reação pode se observar alguns fatores de confirmação.

- Alteração de energia

O recipiente onde esta sendo a reação passa a liberar ou absorver calor do ambiente.

- Mudança na Cor e no Aspecto

A solução passa por uma série de mudanças de coloração e/ou aspecto físico.

- Formação de Precipitado

Conforme a reação acontece começa a aparecer o surgimento de sólidos insolúveis.

- Liberação de Gases

Outro indício muito comum é o aparecimento de bolhas durante a reação, provando assim, que estão sendo liberados gases na reação.

### 3.4.2 Atividade Experimental 4 – Confirmação que esta ocorrendo uma Reação Química

#### **Materiais**

- Um Copo de Vidro
- Água
- 2 Pastilhas Efervescente (Sonrisal)
- 1 Luva Cirúrgica

#### **Procedimento**

- Em um copo, coloque até a metade de água.
- Deixe a luva cirúrgica sem ar nenhum, apertando-a bem.
- Coloque as duas pastilhas efervescentes dentro do copo e imediatamente tampe-o com a luva cirúrgica.
- O processo anterior tem que ser realizado muito rapidamente para que não ocorra perda de gás.
- Segure bem a boca do copo de maneira que a luva não escape.
- Observe o resultado

#### **Objetivo**

Confirmar através da observação do experimento, a ocorrência de uma reação química.

#### **Resultado**

Pode ser notado que a pastilha reagiu ao entrar em contato com a água, e no mesmo instante, começou a liberação do gás que encheu a luva cirúrgica e a manteve erguida.



## **Conclusão**

Concluí-se com a realização deste experimento que ocorreu uma reação química, na qual foi liberado gás que pode ser segurado pela luva cirúrgica, deixando-a erguida.

## **Possível Questionário**

1. Após a realização do experimento pode-se afirmar que ocorreu uma reação química ou não?
2. Quais fatores observados indicam a ocorrência da reação química?

### **3.4.3 Tipos de Reações**

Para classificar uma reação química, Lisboa (2010), explica que alguns dos critérios utilizados são :

- Número de substâncias formadas
- Número de reagentes
- Com ou sem a participação de substâncias simples

Os nomes dados e as explicações de cada reação seguem abaixo, acompanhando de um esquema dos tipos de reações, mas lembrando que as cores utilizadas nos esquemas são fantasiosas, somente para uma melhor compreensão.

Todas as definições foram retiradas do Livro de Química Ser Protagonista 1º Ano de Lisboa (2010),).

- Reação de Dupla Troca ou Metátese

Lisboa (2010) define que este tipo de reação ocorre entre substâncias compostas, para formar um produto que também será composto. O que ocorre é uma troca de íons ou radicais, ou seja, os átomos ou grupos de átomos que formam a substância reagente são permutados (trocados).

Esta definição pode ser observada na figura abaixo.

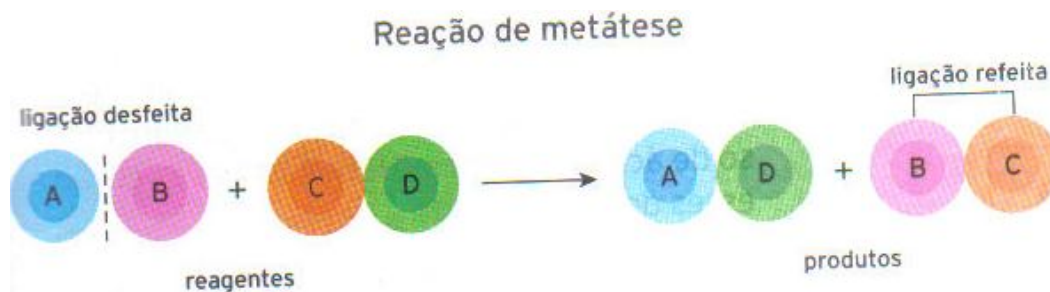


Figura 10– Demonstração de como ocorre uma reação de dupla troca.  
Fonte: LISBOA (2010)

- Reação de Adição ou Síntese

Ainda segundo o mesmo autor, a definição para uma reação ser de adição é quando um único produto é formado por duas ou mais substâncias reagentes. Portanto, numa reação de adição ocorre a união dos reagentes envolvidos, sendo sempre dois ou mais.

Observe a representação na figura a seguir.

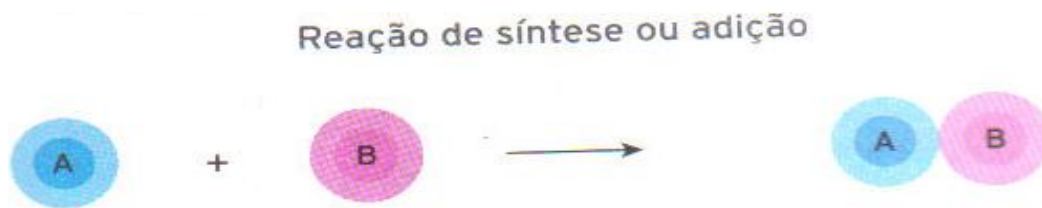


Figura 11– Demonstração de como ocorre uma reação de adição.  
Fonte: LISBOA (2010)

- Reação de Oxirredução

Não seria possível imaginar o mundo moderno sem o uso dos objetos metálico. Porém esta reação em questão é a responsável pelo desgaste e estragos que ocorrem nestes objetos que são tão importantes para o nosso dia a dia.

O que ocorre deste tipo de reação é a transferência de elétrons das substâncias simples para a composta, como pode ser visto no esquema abaixo.



Figura 12– Demonstração de como ocorre uma reação de oxirredução.  
Fonte: LISBOA (2010)

- Reação de Decomposição ou Análise

Já a definição para a reação de decomposição é quando uma única substância reagente se transforma em dois ou mais produtos. Neste tipo de reação, o responsável por sua ocorrência é a ação do calor, portanto podemos chamar o processo de pirólise, que significa a quebra de determinados compostos pelo fogo.

A representação deste tipo de reação também esta esquematizado a seguir.

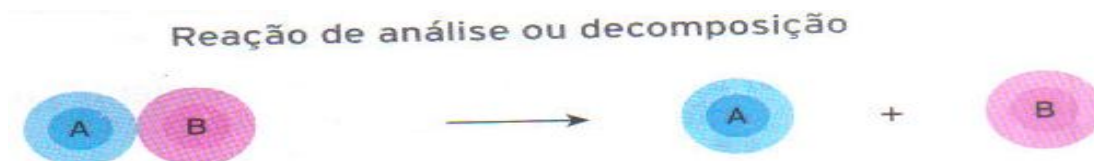


Figura 13– Demonstração de como ocorre uma reação de decomposição.  
Fonte: LISBOA (2010)

### 3.4.4 Atividade Experimental 5 – Entendendo sobre Reação de Oxidação

#### **Materiais**

- 4 Copos de vidro
- Sal
- Água
- Ácido Acético (Vinagre)
- Sabão em Pó
- 4 Pregos
- Lixa ou Palha de Aço
- Cartolina ou Papelão
- Etiquetas
- Caneta

#### **Procedimento**

- Com o objetivo de retirar o esmalte que protege os pregos, lixe bem cada um deles.
- Nas etiquetas escreva respectivamente, sal, água pura, ácido acético e sabão em pó. Cole em cada uma dos copos as etiquetas, já identificadas.
- Antes de colocar os pregos adicione um pouco de água nos copos que contém sal, vinagre e sabão em pó. Logo após coloque os pregos em cada um dos copos e observe.
- Tampe os quatro copos com a cartolina ou papelão e deixe as soluções em repouso por uma semana.
- Caso deseje uma reação mais rápida deve se aumentar a quantidade de soluto adicionado.
- Observe os resultados por pelo menos umas três semanas. Pois conforme o tempo for passando mais claro vai ficando a reação e o que ocorreu de fato.

## Objetivo

Observar em quais soluções ocorrerá a reação de oxirredução. E com isto entender melhor o porquê do ferro passar por vários tipos de oxidação independente das substâncias que estão na reação.

## Resultado

Sobre a análise, vale lembrar que o prego muitas vezes ao ser submetido a uma reação de oxidação, apresenta um comportamento violento de reação, tão violento que o gás desprendido em determinadas reações pode até pegar fogo.

Agora sobre a experiência realizada foi observado os seguintes resultados.

- NaCl (sal) + H<sub>2</sub>O (água)

Ocorreu a oxidação do prego, pois tanto as moléculas de água quanto os cristais de sal agem com um caráter de agente oxidante.

- Somente H<sub>2</sub>O (água)

Como já foi dito acima, devido as molécula de água agirem como agentes oxidantes e ataquem a estrutura interna do metal, causam ao elemento em questão, o enferrujamento, ou seja, o oxida. Deixando então uma solução marrom com aspecto barrento e presença de precipitados no fundo do recipiente.

### **CH<sub>3</sub>COOH (Ácido Acético) + H<sub>2</sub>O (água)**

Devido o ácido acético mais conhecido como vinagre ser uma substância ácida e ter um grande poder de corrosão sobre a estrutura dos metais, neste experimento realizado ocorreu sem dúvida nenhuma, a oxidação do prego. O resultado obtido foi uma solução escura com cor de amarelo ferrugem e presença de precipitados no fundo do recipiente.

- Sabão em Pó + H<sub>2</sub>O (água)

Por possuir uma estrutura cujo elemento oxigênio não é liberado na reação e, portanto não provoca a oxidação do metal, a solução contendo sabão em pó e água acaba formando uma camada de proteção para o prego, impedindo que as

moléculas de água venham oxidá-lo. Devido esta propriedade do sabão em pó em proteger objetos metálicos não foi observada nenhuma variação se tratando de cor ou textura na solução analisada.

### Conclusão

Concluí-se com a realização deste experimento que os principais responsáveis pela oxidação do ferro são os elementos de oxigênio e as moléculas de água. E através da literatura podemos afirmar que as temperaturas mais elevadas também influenciam muito na velocidade de oxidação, deixando esta reação muito mais rápida.

Portanto, se fôssemos demonstrar através de um gráfico como ficou os resultados seria basicamente assim, o ácido acético foi o que mais oxidou, em seguida ficou o sal, após o sal ficou a água pura e por ultimo com praticamente nada de oxidação ficou o sabão em pó.

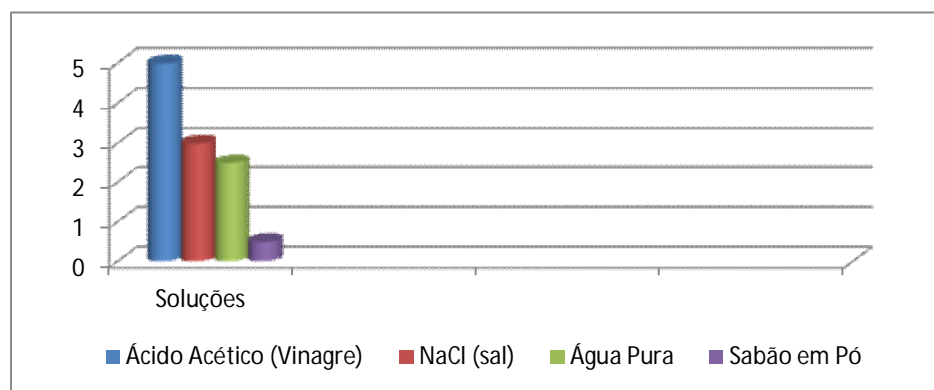


Figura 14- Ilustrativa não levar em conta a escala.  
Fonte: CRIAÇÃO DA PROPRIA AUTORA

### Possível Questionário

1. Qual foi o ocorrido observado nas soluções após o tempo sugerido de análise?
2. O que caracteriza uma reação de oxirredução?
3. É possível visualmente identificar em quais reações ocorreu a Oxidação do prego?

4. Em relação ao tempo de reação para cada solução, construa um gráfico.
5. O que aconteceu na solução com sabão em pó, já era esperado? Explique o resultado.

### 3.4.5 Fatores que influenciam na velocidade das reações químicas

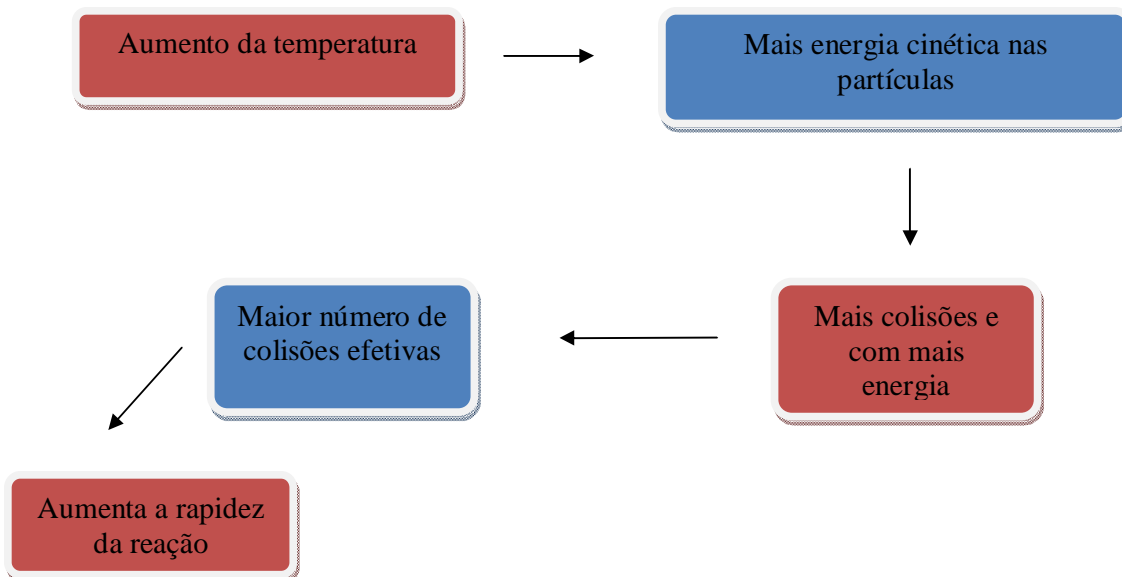
Os principais fatores que influenciam na velocidade de uma reação química segundo Lisboa (2010) podem ser encontrada no livro de Química Ser Protagonista 2º Ano são:

- Concentração
- Temperatura
- Superfície de contato
- Catalisadores

Ainda, segundo o autor , quando temos uma concentração maior do reagente, vamos obter uma reação mais rápida. Isso ocorre pois, quando há um aumento na quantidade do reagente, aumentamos também a quantidade de moléculas confinadas em um mesmo espaço, possibilitando então, mais colisões entre as molécula num determinado intervalo de tempo, assim a quantidade de colisões efetivas também tendem a aumentar, tornando ainda maior a rapidez da reação.

Mas, lembrando que o aumento brusco de um reagente, sem ter realizado um processo experimental anteriormente pode ser perigoso. Assim, como pode ser ineficiente para reação desejada.

Já se tratando da temperatura, podemos levar em conta o fluxograma a seguir.



O fluxograma mostra que a maneira que vamos aumentando a temperatura, ocorre mais energia cinética nas partículas, com maior energia, mais colisões entre estas moléculas ocorreram e assim mais rápida será a reação.

Portanto, para cada reação desejada, precisa-se realizar uma experiência para obter qual a melhor temperatura para tal situação. Pois, caso seja feito uma experiência para moléculas muito instáveis com uma temperatura muito elevada, acabara não acontecendo à reação completa e com isso obtem-se resultados errados.

Quanto à superfície de contato a velocidade da reação pode ser muito variada, pois, quanto mais fragmentado o material que se deseje reagir, mais rápido ocorrerá esta reação.

Desse modo a fragmentação aumenta a superfície de contato entre as espécies reagentes e portanto aumenta também a quantidade de colisões efetivas.

Assim, quanto maior é a superfície de contato dos reagentes, mais rápida ocorre a reação.

Um exemplo é a boa mastigação, é recomendado pelos médicos que todos mastiguem bem os alimentos antes de ingeri-los, deixando-os bem triturados. Isto possibilita o aumento da velocidade da reação, facilitando a digestão.



Apesar de existir muitas variáveis que aceleram uma reação, podemos encontrar obstáculos pela frente, ou seja, reações que sem a utilização de um catalisador não aconteceria normalmente. O próprio livro de Química Ser Protagonista 2º Ano (2010), afirma que muitas reações químicas, apesar de serem termodinamicamente favoráveis, ocorrem numa velocidade muito baixa, o que pode tornar o processo inviável, principalmente em se tratando de processos que envolvem a indústria.

Portanto, temos que adicionar os chamados catalisadores, que pode na maioria das vezes ser substâncias simples e comum, mas que quando adicionados em determinadas reações, provê caminhos (mecanismos) diferentes para reação, deixando-a muito mais rápida, isso ocorre porque estes novos caminhos encontrados pelos catalisadores possuem menor energia de ativação.

Vale apenas lembrar que um catalisador aumenta a rapidez de uma reação química sem sofrer modificação, ou seja, ele é totalmente retirado no final do processo. Lisboa (2010)

### **3.4.6 Atividade Experimental 6 – Fatores que influem na velocidade da reação química**

#### **Materiais**

- 4 Comprimidos Efervescentes (Idênticos)
- 4 Copos
- Água Gelada
- Água Quente
- Água em temperatura Ambiente (aproximadamente 25°C)

#### **Procedimento**

- Em dois copos, adicione a água em temperatura ambiente (aproximadamente 25°C) até pela metade.

- Triture bem um comprimido efervescente, antes mesmo de retirá-lo da embalagem.
- Ao mesmo tempo, coloque em um dos dois copos com água em temperatura ambiente um comprimido efervescente triturado, e no outro um comprimido efervescente inteiro.
- Observe em quais dos dois copos ocorrerá a reação química primeiro.
- Agora em um dos dois copos, coloque água fria e no outro a água quente, e repita o mesmo procedimento, citado acima, porém sem nenhum comprimido efervescente triturado, ou seja, com os dois comprimidos inteiros.
- Após a experiência realizada observe as reações ocorridas tanto na água fria, quanto na água quente.
- Lembrando que a observação tem que estar voltada para velocidade da reação.

### **Objetivo**

Observar quais fatores influenciam na velocidade das reações químicas, levando em consideração temperatura e superfície de contato.

### **Resultado**

Os resultados que puderam ser obtidos através da análise é que, quando os reagentes são submetidos a uma mesma temperatura de reação, porém, possuem uma superfície de contato diferente entre eles, a mesma reação ocorrerá em velocidades diferentes.

Agora, quando possuímos temperaturas diferentes nos sistemas a serem analisados, no caso, um copo de água fria e outro copo de água quente, tendo ambos os reagentes com a mesma superfície de contato, ou seja, os dois comprimidos inteiros, podemos perceber que a velocidade de reação química também ocorrerá com velocidades distintas.

## **Conclusão**

Concluí-se com a realização destes experimentos que como já sugere a teoria citada acima, o fator temperatura para o sistema e o fator superfície de contato para o reagente, são sim, de extrema importância para cada tipo de reação química deseje.

Podemos ainda analisar os resultados obtidos e afirmar que em temperatura ambiente de ambos os sistemas analisados, a reação ocorreu mais rápido naquele em que o comprimido efervescente estava triturado, pois, a superfície de contato é maior, e com base na teoria a reação ocorrerá mais rápido, já que com a fragmentação, aumentamos a quantidade de colisões efetivas.

## **Possível Questionário**

1. Diga, utilizando a fundamentação teórica, em qual dos dois copos, que contem água em temperatura ambiente a reação ocorreu mais rápido e por que isso aconteceu?
2. Agora, quanto a comparação dos copos com temperaturas diferentes, quais análises poderão ser realizadas e qual conclusão foi retirada deste experimento?
3. É possível visualmente, somente possuindo o conhecimento teórico sobre o assunto apontar qual copo é o que possui o comprimido triturado e qual esta com o comprimido inteiro?
4. E, quanto à temperatura, é possível identificá-la, classificando entre fria ou quente, somente observando?
5. Depois da conclusão sobre a experiência, você poderia responder se as frutas cultivadas em climas frios amadureceriam mais rapidamente do que em lugares que o clima é mais quente?

### 3.5 LIGAÇÕES QUÍMICAS

Sempre que ocorre uma ligação química passa ser observado a estrutura como um todo, ou seja, não pode-se observa - lá mas como um único átomo e sim em uma junção de átomos.

Portanto, precisa-se identificar o tipo, a intensidade, as propriedades e vários fatores que fará entender melhor aquela espécie que se formou a partir da ligação química que esta ocorrendo.

Uma das propriedades que é muito importante quando se trata de ligações químicas é a polaridade destas ligações ou da molécula formada.

Segundo o site Brasil Escola, Polaridade nada mais é do que a capacidade que as ligações possuem em atrair cargas elétricas, ou seja, sentido no qual a corrente elétrica tende a circular.

Recebe o nome de Pólo o local onde ocorre o acúmulo destas cargas elétricas e este pólo pode ser classificado em Positivos (+), (cátions) e Negativos (-), ânions (partículas que são atraídas pelos cátions).

#### 3.5.1 Tipos de Ligações Químicas

- Ligação Iônica

Neste tipo de ligação ocorre a transferência de elétrons, e é a única ligação onde esta transferência eletrônica é definitiva. A formação do composto se dá devido um elemento ser carregado de cargas positivas, este conhecido como cátion (+) e o outro ser carregado de cargas negativas conhecido como ânion (-), daí a vontade que um tem em doar elétrons e o outro tem em receber elétrons faz com que eles se unam.

Por possuírem cargas elétricas estes elementos são conhecidos como íons, que significa átomos em desequilíbrio químico.

Geralmente íons positivos (cátions), querem perder elétrons, devido serem átomos grandes e possuírem pouca atração de seu núcleo sobre seus elétrons. Um exemplo são os elementos dos grupos 1A e 2A da Tabela periódica.

Já os íons negativos (ânions), querem receber elétrons, pois são átomos menores e possuem muita atração de seu núcleo por seus elétrons. Atração esta tão forte que consegue arrancar elétrons dos íons positivos. Estes elementos são os ametais, que se encontram nos grupos 15 (grupo do Nitrogênio), 16 (grupo do Oxigênio) e 17 (grupo do Flúor) da Tabela periódica.

Portanto, a força eletrostática faz com que estes íons se encontrem e se unam formando compostos iônicos. Compostos estes, que geralmente possuem propriedades como alto ponto de fusão e ebulição e na maioria das vezes são sólidos, quebradiços e duros.

Devido esta propriedade que os elementos possuem em já serem carregados com cargas elétricas, dizemos que estes já apresentam pólos e portanto a ligação iônica é definida como uma ligação polar. Por este motivo, os compostos formados por ligações iônicas solubilizam na presença de solventes polares.

Ao observa a estrutura microscópica de um composto iônico, pode ser identificado em seu arranjo a formação de retículos cristalinos, que nada mais são, do que aglomerados de íons com forma geométrica bem definida.

Exemplos de compostos iônicos são os sais e minerais. A figura abaixo mostra o sal de cozinha NaCl, um composto iônico que possui estrutura de retículos cristalinos.

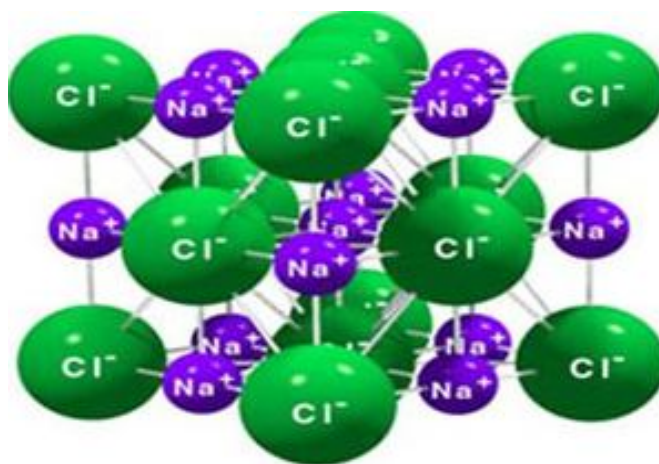


Figura 15– Estrutura de um composto iônico  
Fonte: MUNDO EDUCAÇÃO (UOL)

### 3.5.2 Atividade Experimental 7 – Formação de Cristais

#### **Materiais**

- Colher
- Copo de vidro resistente a temperaturas altas
- Sal
- Água

#### **Procedimento**

- No copo coloque um pequeno volume de água.
- Em seguida, adicione sal até que a solução fique super saturada. Como já foi visto, solução supersaturada, é aquela que apresenta no fundo do recipiente precipitados, ou seja, até que o volume de água que foi adicionado não seja mais capaz de dissolver o sal.
- Agora vamos submeter este recipiente a um pouco de aquecimento, para que o precipitado que se encontra no fundo do recipiente consiga ser dissolvido pela solução, e esta solução possua então uma quantidade de sal dissolvida maior que a suportada em temperatura ambiente.
- Por fim, deixe a solução em um lugar onde não ocorrerão muitas mudanças de temperatura e nenhum tipo de agitação, pois, para que se forme a rede cristalina perfeita tem que ficar em repouso.
- Espere alguns dias e observe o resultado.

#### **Objetivo**

Observar a formação de cristais de sal, para que possa ter certeza que ocorreu uma ligação iônica entre os elementos envolvidos.

## Resultado

Foi observado que a velocidade desta reação é lenta, porém pode-se obter um produto perfeito, se os fatores pedidos acima no procedimento não tiverem sido alterados, como por exemplo, a temperatura e a agitação.

Com a realização da experiência fica claro a formação de um reticulado cristalino proposto pela teoria sobre as ligações iônicas.

## Conclusão

Conclui-se, com a realização da experiência, que ocorre a decomposição do excesso das substâncias dissolvidas, deixando-as então na forma de cristais.

Com a figura abaixo podemos observar os diversos tipos de cristais que podem ser criados, dependendo do tipo da substância utilizada. Por exemplo no caso da foto as substâncias utilizadas foram, cloreto de sódio, sulfato duplo de alumínio e potássio (pedra-ume), sulfato de cobre, nitrato de potássio e açúcar. Cada substância forma seu cristal específico e característico de sua rede cristalina.

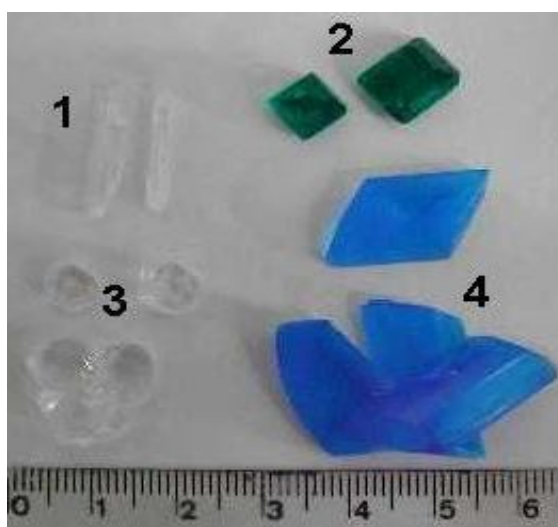


Figura 16 – Cristais Formados a partir da recristalização.  
Fonte: XLVI CONGRESSO BRASILEIRO DE QUÍMICA (CBQ)

### Possível Questionário

1. O que pode ser observado após o tempo esperado?
2. Por que tem que deixar a solução supersaturada para ocorrer à formação de cristais?
3. É realmente necessário aquecer a solução, se sim explique qual a finalidade deste processo?
4. Explique por que não pode ocorrer nenhum tipo de agitação ou de mudança na temperatura do ambiente durante o tempo esperado?

- Ligação Covalente

Já na ligação covalente, ocorre um compartilhamento de par ou pares de elétrons, portando, o que vai decidir se uma molécula vai ser polar ou vai ser apolar é a diferença de eletronegatividade dos elementos envolvidos na ligação.

### Eletronegatividade

Para identificar a eletronegatividade dos elementos muitos fatores são importantes, como por exemplo a geometria molecular e dos elementos em questão, já que qualquer mudança pode alterar toda estrutura e assim muda também a eletronegatividade.

Na maioria das vezes para entender melhor a eletronegatividade dos elementos utiliza-se uma fila de eletronegatividade, elaborado pelo cientista Linus Pauling. Esta escala será apresentada a seguir para melhor entender a teoria.

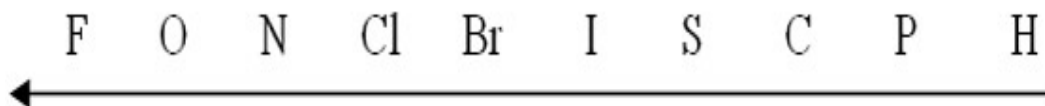


Figura 17 – Fila de Eletronegatividade de Pauling  
Fonte: BRASIL ESCOLA



Na fila, os elementos que se encontram do lado esquerdo são os mais eletronegativos, já os que estão mais para o lado direito, menos eletronegativos ou também chamados de eletropositivos. Em outras palavras a eletronegatividade cresce no sentido da flecha.

Para uma maior memorização costuma-se apresentar a seguinte frase.

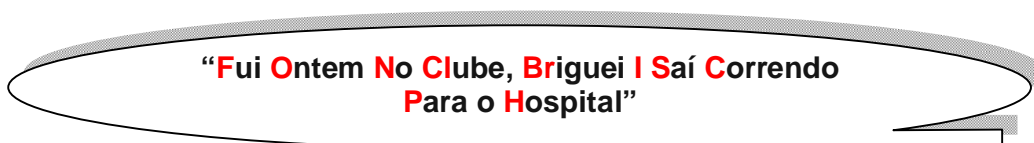


Figura 18 – Frase representativa para fila de eletronegatividade. ( As letras em vermelho representam os elementos químicos em questão).

Fonte: PROPRIA AUTORA

Eletronegatividade é a propriedade periódica que mede a tendência que o elemento tem em atrair os elétrons de um outro elemento para si, durante uma ligação química.

Portanto, quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre os elementos que formam a molécula, maior será a polaridade desta ligação química. Mas lembrando que outros fatores também devem ser levados em conta como por exemplo a geometria da molécula.

### **Meleculas Polares e Moleculas Apolares**

- Apolar

Quando a diferença de eletronegatividade é Nula, ou seja, quando os elementos envolvidos na ligação estão muito próximos uns dos outros na fila de eletronegatividade de Pauling.

Quando a diferença de eletronegatividade é nula não ocorre à formação de pólos na ligação. A nuvem de elétrons fica igualmente distribuída pelos dois átomos que fazem a ligação.

Na figura pode ser observado a formação da nuvem eletrônica e por ser uma molécula apolar os elétrons estão igualmente distribuídos pela nuvem. Desconsiderado os elementos envolvidos, observe somente a geometria da figura.

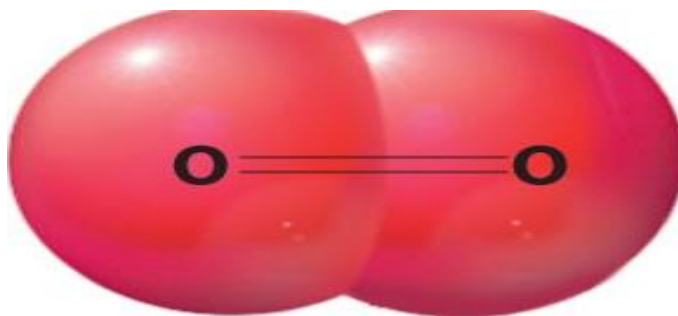


Figura 19– Representação de uma molécula apolar.  
(Nuvem eletrônica igualmente distribuída)  
Fonte: QUEM DIRIA

- Polar

Estas moléculas apresentam uma diferença de eletronegatividade que varia de 0,4 até 1,7 da escala proposta por Linus Pauling.

Já sua nuvem eletrônica fica concentrada em um dos átomos da ligação química. Claro que os elétrons ficaram mais concentrados no elemento mais eletronegativo da ligação, pois como já foi dito anteriormente, a tendência em puxar para si os elétrons é sempre do mais eletronegativo.

Na figura também pode ser visto a concentração em uma das extremidades da nuvem eletrônica, desconsiderado o elemento envolvido observe somente a geometria da figura.

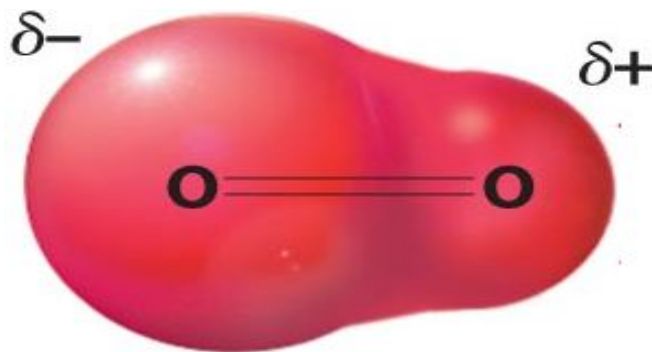


Figura 20– Representação de uma molécula polar. (Nuvem eletrônica mais concentrada no elemento mais eletronegativo da ligação)  
Fonte: QUEM DIRIA

### 3.5.3 Atividade Experimental 8 – Provando a existência da Polaridade em moléculas de Água

#### Materiais

- Caneta Bic (plástico normal)  
OU
- Bexiga de Festa
- Água ( filete na torneira)

#### Procedimento

- Pegue a caneta ou a bexiga cheia de ar e esfregue nos cabelos que deverão estar secos.
- Em seguida aproxima o objeto escolhido ao filete de água da torneira.
- Observe o que irá acontecer.

### **Objetivo**

Observar a polaridade da água.

### **Resultado**

Foi observado que na medida em que se aproxima o objeto eletrizado do filete de água ele tende a atrair esta água para si, mudando assim a corrente que ali existia.

### **Conclusão**

Conclui-se com a realização da experiência, que por serem formadas as moléculas de água por elementos onde a diferença de eletronegatividade é altíssima, criam-se pólos elétricos ficando então uma molécula polar. Já a caneta ou a bexiga, com ar ao serem esfregadas no cabelo seco ficam polarizadas, com isso atrai as moléculas de água que também são polares.

### **Possível Questionário**

1. O que pode ser observado ao aproximar o objeto do filete de água?
2. Por que isso acontece?

### **3.5.4 Atividade Experimental 9 – Polaridade das Substâncias**

#### **Materiais**

- Etiquetas para identificar as soluções
- 8 Copos transparentes
- 1 Recipiente grande transparente
- Colher

- Água
- Sal
- Óleo de cozinha
- Ácido Acético ( Vinagre)
- Vinho
- Álcool Etílico
- Gasolina

### **Procedimento**

- Coloque as etiquetas nos oito copos e identifique-os com a solução devida.
- Em cinco dos copos, adicione um pouco de água e em seguida as respectivas substâncias: Sal; Óleo; Ácido Acético; Álcool; Gasolina.
- Em dois dos copos, adicione um pouco de gasolina e em seguida as respectivas substâncias: Sal e Óleo.
- No copo restante, deixe o aluno soltar a imaginação e fazer uma mistura livre.
- Por último, misture todas as soluções no recipiente maior e observe o resultado final.

### **Objetivo**

Identificar a polaridade de cada substância através da mistura realizada.

### **Conclusão**

Conclui-se com a realização deste experimento que cada substância possui sua polaridade característica.

### **Possível Questionário**

1. O que pode ser observado nas diferentes misturas realizadas?
2. Quais substâncias são polares e quais são apolares?

3. Com quais compostos a água se misturou? Com base na teoria como você explicaria essa mistura?
4. Na última etapa, foi misturado todas as soluções, qual o resultado obtido?
5. Quantas fases foram formadas nesta última etapa? Por quê?

### 3.5.5 Atividade Experimental 10 – Produzindo Sabão

#### Materiais

- Copo de plástico descartável
- Filtro de papel
- Água
- Sal
- Óleo de cozinha
- Álcool
- Hidróxido de Sódio (soda cáustica)

#### Procedimento

- Em um recipiente, coloque 100 mL de água e adicione aos poucos a soda cáustica até ficar bem dissolvido. Preste muita atenção e cuidado, pois a reação faz com que a solução aqueça quando adicionado muito rapidamente a soda cáustica na água, este aquecimento pode ser muito mais violento.
- Com o filtro de papel, filtre a solução.
- Em um recipiente que possa ir ao fogo coloque a solução filtrada e adicione o óleo de cozinha, ou no lugar do óleo pode ainda ser gordura vegetal que não tenha mais utilidade. Aqueça esta mistura por alguns minutos, até que possa ser notado que a aparência da mistura mudou.
- Retire do fogo o recipiente.

- Adicione em seguida no recipiente uma colher de sal e um pouco de álcool. Misture bem
- Deixe a solução esfriar.
- Observe uma camada sólida que se formou, retire a, pois esta é o sabão.

### **Objetivo**

Apresentar um produto que contenha em sua composição tanto uma parte polar, quanto apolar. Com isto, observar suas propriedades.

### **Resultado**

Pode ser observado que o sabão se forma na parte superficial, em cima da solução líquida preparada, portanto o sobrenadante.

### **Conclusão**

Conclui-se com a realização deste experimento que ocorreu uma reação química, chamada saponificação, e ao contrário do que todos dizem, não é o sabão o grande responsável pela limpeza dos objetos.

Sua característica de possuir em sua estrutura, uma parte polar e na outra extremidade ser apolar, faz com que esta substância seja tão eficiente quando se trata de limpeza.

Sabemos que a água é uma substância polar e que as gorduras e sujeiras são apolares.

### **Possível Questionário**

1. Após a realização do experimento pode-se afirmar que ocorreu uma reação química. Qual o nome da reação ocorrida?
2. Qual a propriedade que o sabão apresenta, que faz com que ele seja capaz de retirar sujeiras com óleos e gorduras?

### 3.6 FUNÇÕES INORGÂNICAS

A química é separada em dois grupos, o grupo das substâncias orgânicas e o grupo das substâncias inorgânicas.

As substâncias Orgânicas são aquelas que possuem o elemento químico carbono na sua composição, já as substâncias Inorgânicas são de origem mineral na maioria das vezes.

Pode-se encontrar no grupo das substâncias inorgânicas, compostos que possuem carbono, que é o caso do dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), pois este composto, apesar de ter o elemento carbono na sua composição possui mais propriedades e características das substâncias inorgânicas do que das substâncias orgânicas.

Porém, nunca vamos classificar uma substância como orgânica se esta não possuir átomos de carbono.

Para entender melhor as substâncias inorgânicas, Lisboa (2010), traz que em 1884, o sueco Arrhenius propôs uma teoria para explicar a condutibilidade elétrica das soluções e esta recebeu o nome de Teoria da Dissociação Iônica.

Com esta nova teoria passou-se a classificar uma substância em função dos íons presentes em sua solução.

O cientista afirmou ainda, que as soluções capazes de conduzir corrente elétrica eram as que apresentavam partículas carregadas eletricamente, com liberdade de movimentação.

E depois de vários testes a confirmação que as substâncias que conduzem correntes elétricas, quando dissolvidas em  $\text{H}_2\text{O}$  são denominadas eletrólise. Já as misturas formadas se chamam soluções iônicas ou eletrolíticas

As soluções denominadas não eletrolíticas são aquelas que, conduzem mal a eletricidade ou nem chegam a conduzir, por apresentarem uma pequena concentração de íons livres.

- **Ácidos**

Os compostos classificados como ácidos são na maioria das vezes denominados eletrólitos, ou seja, conduzem correntes elétricas, pois sofrem ionização quando misturados com água.



Estes compostos reagem ao entrar em contato com vários metais, os deixando corroídos e produzindo durante a reação a liberação de gás hidrogênio.

Mas também, é característica das substâncias ácidas a reação quando em contato com bicarbonatos ( $\text{HCO}_3^-$ ) e carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), produzindo durante a reação o gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ).

Os ácidos por reagir com metais e carbonatos atuam sobre a cor de indicadores (ácido – base).

### 3.6.10 Atividade Experimental 11 – Liberação do Gás $\text{CO}_2$

#### **Materiais**

- Um pires
- Limão
- Bicarbonato de Sódio

#### **Procedimento**

- Em um pires coloque um pouco do sal de bicarbonato de sódio.
- Pegue uma rodela de limão e esprema em cima do bicarbonato.
- Observe o ocorrido.

#### **Objetivo**

Observar se há liberação do gás, e assim confirmar se esta ocorrendo ou não, uma reação química.

#### **Resultado**

Ao entrar em contato o limão e o bicarbonato de sódio, espontaneamente e imediatamente ocorre a formação de bolhas na superfície da solução.

Isso ocorre devido liberação do gás dióxido de carbono, o ( $\text{CO}_2$ ) que se forma durante a reação. Pois, o limão é constituído basicamente por ácido cítrico. E o bicarbonato de sódio é um sal que quando entra em contato com uma solução ácida já possui a propriedade de reagir liberando  $\text{CO}_2$ .

### **Conclusão**

Conclui-se com a realização deste experimento que ocorreu uma reação química. Podendo ser observado, borbulhas na mistura. Isso se deu pelo fato de ter se formado na reação o gás dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).

### **Possível Questionário**

- 1 - Após a realização do experimento pode-se afirmar que ocorreu uma reação química ou não?
- 2 - Quais fatores observados indicam a ocorrência da reação química?
- 3 - Descreva a reação química ocorrida e quem foi o principal responsável pela confirmação da reação.

### **3.6.10 Atividade Experimental 12 – Ácido Acético (Vinagre) X Ovo de Galinha**

#### **Materiais**

- Copo
- Ovo de galinha
- Ácido Acético (vinagre); ( $\text{H}_3\text{CCOOH}$ )

#### **Procedimento**

- Em um copo, adicione o ácido acético ( $\text{H}_3\text{CCOOH}$ ) mais conhecido como vinagre até que chegue a metade do volume total.

- Após a adição coloque o ovo de galinha dentro do recipiente (copo).
- Reserve-o, em um lugar com temperatura ambiente que possibilite o sistema de ficar em repouso aproximadamente por uma semana.
- Passado este período observe os resultados obtidos.

### **Objetivo**

Observar que a densidade de uma mistura depende de sua composição. Conforme aumenta a concentração de sal na água, aumenta a sua densidade.

### **Resultado**

Os resultados obtidos foram que ao mergulhar o ovo de galinha na solução de ácido acético este afundou imediatamente, liberando bolhas, mas após alguns minutos, o ovo sobe até a superfície da solução flutuando.

Após alguns dias em repouso, o ovo volta a afundar e as bolhas que ali permaneceram desaparecem.

Ao pegar esse ovo é possível perceber que só ficou uma fina película de sua casca envolvendo a clara e a gema.

### **Conclusão**

Com a realização deste experimento e com uma fundamentação teórica sobre o assunto, foi possível concluir que o que ocorreu foi simplesmente uma reação que acontecerá sempre quando uma substância composta de carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) entrar em contato com uma solução ácida.

Podemos chamar a reação de uma descalcificação da casca do ovo, ou seja, esta casca foi consumida pela solução de ácido acético ( $\text{H}_3\text{CCOOH}$ ), devido sua composição ser constituída basicamente por carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ), esta reação se confirma ao observar a liberação de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ). Por isso, seu interior ter ficado envolvido somente por uma membrana.

Já sobre o ovo, ora afundar, ora flutuar, podemos buscar respostas na densidade, o conjunto ovo e bolhas formadas têm uma menor densidade do que

somente o ovo sem a formação do gás carbônico. Este fenômeno se chama empuxo e esta relacionado a leis da física.

### Reação que Ocorreu

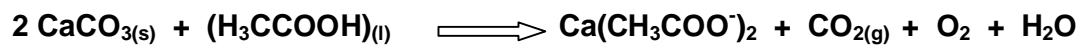


Figura 21 – Demonstração da experiência realizada com o ovo de galinha e o vinagre.  
Fonte: BRASIL ESCOLA

### Possível Questionário

1. Após a realização do experimento pode-se afirmar que ocorreu uma reação química ou não?
2. Com fundamentação teórica explique por que ocorreu esta reação.
3. Qual foi o fator que provou realmente que estava ocorrendo uma reação entre um ácido e um carbonato?

### 3.6.10 Arrhenius e a aplicação de sua teoria nos ácidos

Foi possível associar a teoria do cientista Arrhenius, sobre a ionização com a propriedade que o ácido possui de liberar íons  $H^+$  ao entrar em contato com água.

O Autor Lisboa (2010), e todos os demais autores trazem em seus livros de química inorgânica a seguinte definição para ácido.

**“ Ácido nada mais é do que um composto que reage com água, produzindo o íon  $H^+_{(aq)}$  como único cátion ”.**

Os ácidos são classificados pela existência ou pela ausência de oxigênio em sua estrutura, como mostra a figura abaixo retirada do livro de Química Ser Protagonista 1º Ano, Lisboa (2010).

Classificação	Presença de oxigênio	Exemplos
Hidrácido	Não	HCl, H <sub>2</sub> S, HBr, HCN
Oxiácido	Sim	HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>4</sub>

Figura 21– Tabela de classificação dos ácidos.  
Fonte: LISBOA (2010)

#### Hidrácidos

Quando todos os átomos de hidrogênio presente na substância podem sofrer ionização.

#### Oxiácidos

Quando apenas os átomos de hidrogênios que estão ligados aos átomos de oxigênio sofrem ionização.

Lembrando que sempre a primeira etapa de ionização ocorre facilmente, as demais são sempre mais complicadas de ocorrer, precisando de uma energia de ativação bem maior.

### 3.6.10 Identificação da Força do Ácido

Ainda segundo Lisboa (2010), para classificar um ácido em forte ou fraco observa-se seu grau de ionização ( $\alpha$ ) e utiliza-se a seguinte regra.

$$(\alpha) = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$

O grau de ionização determina a força e várias propriedades dos ácidos, as quais dependem da quantidade de  $H^+_{(aq)}$  em solução. A resposta de divisão proposta é transformada em porcentagem e comparada com aos dados das tabelas que se encontram na figura a seguir.

Classificação	Grau de ionização em % ( $\alpha\%$ )	Exemplos
Forte	$\alpha\% > 50\%$	HCl ( $\alpha\% = 92\%$ )
Moderado ou médio	$5\% < \alpha\% < 50\%$	HF ( $\alpha\% = 8\%$ )
Fraco	$\alpha\% < 5\%$	$H_2CO_3$ ( $\alpha\% = 0,18\%$ )

Figura 22 – Tabela de classificação da força dos ácidos.  
Fonte: LISBOA (2010)

### 3.6.10 Alguns dos ácidos mais importantes e suas utilizações

Possuí-se diversos ácidos que são muito importantes para todo tipo de indústria, mas os que são mais utilizados no mundo todo são:

- **Ácido Sulfúrico ( $H_2SO_4$ )**

Muitos países medem o crescimento econômico e industrial pela quantidade de ácido sulfúrico que está sendo utilizado. Este ácido, está presente na solução das baterias automotivas, na fabricação de papel e de corantes entre diversas outras aplicações.

Por ser um ácido muito violento deve-se tomar muito cuidado quando manuseá-lo, e uma informação que nunca pode ser esquecida é que nunca se deve adicionar água sobre este ácido, sempre deve ser adicionado o ácido sulfúrico sobre a água de maneira bem lenta.

- **Ácido Clorídrico (HCl)**

Este ácido possui a propriedade de ser muito volátil, portanto fica fácil ser intoxicado por ele. Muito utilizado na galvanização de metais e para obtenção de vários outros produtos, possui um papel indispensável para humanidade.

- **Bases**

Algumas propriedades que são comuns nas substâncias básicas, porque reagem com ácidos de maneira a neutralizar a reação, pois os íons  $H^+$  que estão presentes na solução ácida reagem com os íons  $OH^-$  da solução básica realizando assim uma reação simples e rápida que forma moléculas de  $H_2O$ .

Os compostos básicos também formam soluções eletrolíticas ao serem dissolvidos em água. Sendo que, as bases fracas não possuem boa condutibilidade elétrica por não serem muito solúveis em água, já as bases fortes dissolvem muito bem e, portanto são fortes eletrólitos.

Assim como os ácidos, as bases possuem também a propriedade de atuar sobre a cor dos indicadores.

### 3.6.10 Arrhenius e a aplicação de sua teoria nas bases

A teoria de dissociação proposta pelo cientista Arrhenius, definiu a presença do íon  $\text{OH}^-$  nos compostos básicos dissolvidos em  $\text{H}_2\text{O}$ .

Lisboa (2010), traz em seu livro a seguinte frase.

**“ Bases são substâncias que, em solução aquosa, fornecem o ânion  $\text{OH}^-$  (hidróxido) para a solução ”.**

As bases são classificadas dependendo dos números de íons hidróxidos, a solubilidade e sua “força”, que corresponde ao grau de dissociação da substância.

Esta classificação pode ser consultada nas figuras abaixo que foram retiradas do livro de Química Ser Protagonista 1º Ano de Lisboa (2010), porém foram modificadas pela autora deste trabalho.

- **Número de íons hidróxidos**

Classificação	Nº de hidróxido ( $\text{OH}^-$ )	Exemplos
Monobase	1	$\text{NaOH}$ , $\text{KOH}$
Dibase	2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
Tribase	3	$\text{Al}(\text{OH})_3$ , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Tetrabase	4	$\text{Pb}(\text{OH})_4$ , $\text{Sn}(\text{OH})_4$

Figura 23 – Tabela de classificação de Bases.  
Fonte: LISBOA (2010)

- **Solubilidade**

Classificação	Ocorrência	Exemplos
Solúveis	Hidróxidos de metais alcalinos	$\text{LiOH}$ , $\text{NaOH}$ , $\text{KOH}$
Pouco solúveis	Hidróxidos de metais alcalinoterrosos, exceto $\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , $\text{Sr}(\text{OH})_2$
Praticamente insolúveis	Hidróxidos dos demais metais e $\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$ , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , $\text{Zn}(\text{OH})_2$

Figura 24 – Tabela de classificação de Solubilidade dos compostos Básicos.  
Fonte: LISBOA (2010)



- **Identificação da Força da Base**

Classificação	Grau de dissociação ( $\alpha\%$ )	Ocorrência	Exemplos
Fortes	$\alpha\% = 100\%$	Hidróxidos de metais alcalinos (grupo 1) e alcalinoterrosos (grupo 2)	LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , Sr(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub>
Fracas	$\alpha\% < 5\%$	Demais hidróxidos	Fe(OH) <sub>3</sub>

Figura 25– Tabela de classificação de força dos compostos Básicos.  
Fonte: LISBOA (2010)

### 3.6.10 Algumas das Bases mais importantes e suas utilizações

- Hidróxido de Sódio (NaOH)

Mais conhecido como soda cáustica é uma base muito utilizada para fabricação de sabão, pois reage com óleos e gorduras provocando assim sua eliminação. Obtida através de métodos industriais, possui propriedades altamente corrosivas, que ao entrar em contato com a pele provoca queimaduras graves.

- Hidróxido de Cálcio (Ca(OH)<sub>2</sub>)

Muito utilizada no ramo da construção civil esta base conhecida popularmente como cal é de grande importância. Ela ajuda na correção de acidez do solo, no tratamento de água e em vários outros processos.

### 3.6.10 Escala para medir Ácidos e Bases

Ácida	Neutra	Básica
Menor que 7	Igual a 7	Maior que 7

Figura 26 – Tabela de definição das substâncias.  
Fonte: LISBOA (2010)

### 3.6.10 Atividade Experimental 13 – Indicador Fenolftaleína (Indica meio Básico)

#### Materiais

- Repolho roxo
- 100 mL de álcool etílico
- Garrafa de refrigerante
- Copos plásticos descartáveis
- Papel
- Caneta
- Sal
- Água
- Bicarbonato de Sódio
- Suco de Limão
- Ácido Acético (Vinagre Incolor)
- Sabão em Pó
- Detergente

#### Procedimento

- Lave bem a garrafa de refrigerante de maneira que não fique nenhuma sujeira que possa atrapalhar a reação.
- Adicione a garrafa o álcool etílico
- Em seguida triture o repolho roxo e coloque-o também dentro da garrafa.
- Feche bem a garrafa e agite com bastante força e certa frequência.
- Está pronto o indicador acido-base é só fazer a verificação.

#### Verificação

- Identifique escrevendo no copo plástico qual solução que será adicionada.
- Sal, vinagre, bicarbonato, detergente e sabão em pó.

- Em todos os copos adicione um pouco de água e em seguida suas respectivas soluções que estão no rótulo.
- Por último adicione o indicador preparado em todos os copos.
- Observe e anote os resultados adquiridos.
- Para finalizar e compreender a reação coloque no copinho que contem sabão em pó um pouco de suco de limão e observe novamente.

### **Objetivo**

Elaborar uma solução que atua como um indicador ácido-base e após obtê-la, fazer os testes de confirmação com substâncias ácidas e substâncias básicas.

### **Resultado**

Devido a composição do repolho roxo ele atua com uma elevada eficiência como um indicador ácido base.

### **Conclusão**

Com a realização deste experimento podemos concluir que ao dissolver o comprimido de laxante em álcool foi preparada uma solução de fenolftaleína, solução esta, que possui a propriedade de identificar ácidos e bases.

A fenolftaleína é uma solução que em meio ácido é incolor, já em meio básico apresenta uma intensa coloração rosada. Esta solução não é solúvel em água e por este motivo tem que ser dissolvida em álcool.

### **Possível Questionário**

1. Qual solução foi obtida inicialmente na experiência?
2. Por que foi dissolvido o laxante em álcool e não em água?
3. Quais os resultados obtidos na verificação da experiência e por que destes resultados?

### 3.6.10 Atividade Experimental 14 – Papel Indicador

#### **Materiais**

- Liquidificador
- Tigela
- Copos plásticos descartáveis
- Papel filtro
- Repolho Roxo (Folhas)
- Água
- Ácido Acético (Vinagre)
- Detergente
- Sabão em Pó

#### **Procedimento**

- Lave algumas folhas de repolho roxo e em seguida bata-as no liquidificador com um pouco de água.
- Quando for observada uma pasta roxa, de aparência uniforme, ou seja, todas as folhas trituras, sem nenhum pedaço cancelem o processo.
- Coloque a pasta na tigela.
- Em seguida, pegue o papel filtro e o coloque dentro da tigela, mergulhado no líquido roxo.
- Espere durante 30 minutos e retire o papel filtro de dentro da tigela.
- Coloque-o para secar em um varal, de jeito que somente uma pequena parte do papel fique em contato com outra superfície.
- Após ficar seco, o papel estará todo roxo e já apresentara as propriedades de um papel indicador de ácidos e bases.
- Recorte em pequenas tiras e verifique se realmente esta funcionando.

## **Verificação**

- Em dois copos descartáveis coloque um pouco de água.
- Num dos copos adicione o detergente, agite bem a solução e observe.
- No outro copo adicione o sabão em pó, também deixe a solução bem agitada e observe.
- Pegue, portanto o terceiro copo, que estará vazio e coloque o ácido acético mais conhecido como vinagre.
- Adicione agora uma fita de papel em cada solução e verifique a coloração do papel após a reação.
- Anote os resultados e conclusões.

## **Objetivo**

Observar a propriedade de um indicador ácido-base natural e através dele identificar quais substâncias possui caráter ácido e quais substâncias possuem caráter básico.

## **Resultado**

O suco obtido de repolho roxo apresenta uma coloração rosada ao adicionar o suco de limão, que contém ácido cítrico e ácido ascórbico (vitamina C), e o vinagre que contém ácido acético. Substâncias estas que possuem caráter ácido.

Já o sabão em pó e o detergente por serem substâncias com caráter básico deixam o suco de repolho roxo esverdeado. Porém já existe no mercado hoje em dia detergentes neutros e até levemente ácidos, caso o detergente utilizada para esta experiência entre deste caso, não ocorrerá o resultado desejada.

## **Conclusão**

Pode ser encontrado no livro Química na cabeça, do autor Alfredo Luis Mateus, a informação de que várias plantas possuem substâncias coloridas na sua seiva, chamadas antocianinas. Estas substâncias apresentam a propriedade de mudar de cor na presença de ácidos ou bases.

## **Possível Questionário**

1. Após a realização do experimento pode-se afirmar quais substâncias apresentam caráter ácido e quais apresentam caráter básico?
2. Com fundamentação teórica, explique por que ocorreu a mudança na cor do suco de repolho roxo.

#### 4 CONSIDERAÇÕES FINAIS

Como consideração final deste trabalho volto a destacar a importância de ser realizadas aulas práticas durante as algumas aulas teóricas, pois podemos através das informações trazidas na introdução e no desenvolvimento deste trabalho encontrar vários fatores positivos para a realização destas aulas práticas.

Lembrando que nada substitui a importância de ter boas aulas teóricas, pois nada vale a prática se o aluno não trazer a bagagem teórica.

E para finalizar esta frase é o verdadeiro incentivo, mostrando que devemos sempre acreditar em nossos alunos e mais do que tudo descobrir os gênios do futuro.

**"Milhões viram a maçã cair, mas Newton foi que perguntou por quê?"**  
**Bernard M. Baruch**

## REFERENCIAS

ARMANDO P. DO NASCIMENTO FILHO et al. A FORMAÇÃO DE CRISTAIS E O ENSINO DE QUÍMICA. In: XLVI Congresso Brasileiro de Química, 46º, 2006, Salvador. **Anais...** Salvador: CBQ, 2006.

BRASIL. Ministério da Educação. Instituto Nacional de Estudos... **Resumo técnico:** censo escolar 2010. [S.l]: [s.n], 2010.

DICAS – SOLUÇÕES. Educação em Química, 2011. . Disponível em: < <http://karolinequimica.blogspot.com/2011/02/dicas-solucoes.html> >. Acesso em: 17 de Out. 2011.

DUARTE, R.A.S et al. O ensino de química: As dificuldades de aprendizagem dos alunos da rede estadual de ensino do município de Maracanaú-CE. In: SIMPÓSIO BRASILEIRO DE EDUCAÇÃO QUÍMICA, 8º, 2010, Natal. **Anais...** Natal: SIMPEQUI, 2010.

Disponível em: < <http://www.abq.org.br/simpequi/2010/trabalhos/102-7700.htm> >. Acesso em: 10 set. 2011.

EQUIPAMENTOS DE LABORATÓRIOS: principais vidrarias. **Graça da Química**, 2008. Disponível em: < <http://www.agracadaquimica.com.br/index.php?&ds=1&acao=quimica/ms2&i=3&id=128> >. Acesso em: 20 de Out. 2011.

EXPERIENCIA DO OVO. **Blogspot**, 2009.

Disponível em: < <http://nicolesefep2009.blogspot.com/2009/03/experiencia-do-ovo.html> >. Acesso em: 20 de Out. 2011.

FÁVERI, C. et al. Avaliação do desempenho de alunos do ensino médio na disciplina de química. In: SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA, 31ª, 2008, Guarapuava - Paraná. **Anais...** Guarapuava: SBQ, 2008.

Disponível em: < <http://sec.s bq.org.br/cdrom/31ra/resumos/T1776-1.pdf> >. Acesso em: 13 de Out. 2011.

JOGOS E EXPERIENCIAS. **Brasil Ministério da Saúde**, 2009. Disponível em: < <http://www.invivo.fiocruz.br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?inford=937&sid=3> />. Acesso em: 10 de Set. 2011.



LISBOA, J. C. F. (Org.) **Ser protagonista**: química : ensino médio : 1º ano. São Paulo: Edições SM, 2010.

MISTURAS. **Substâncias e Misturas: combinações**, 2010. Disponível em: < <http://smc-raul.blogspot.com/>>. Acesso em: 14 de Set. 2011.

NUMO, M. **QUEM DIRIA**: Influências, 2011. Disponível em: < <http://whoknewindeed.wordpress.com/2011/07/17/influencias/>>. Acesso em: 20 de Set. 2011.

POLARIDADE DAS LIGAÇÕES. **Brasil Escola**, 2010. Disponível em: < <http://www.brasilecola.com/quimica/polaridade-das-ligacoes.htm> >. Acesso em: 27 de Out. 2011.

SILVA, A. M. ; SILVA, T. R. M. O ensino de química na visão dos alunos. In: CONGRESSO BRASILEIRO DE QUÍMICA, 48º, 2008, Rio de Janeiro. **Anais...** Rio de Janeiro: CBQ, 2008.  
Disponível em :< <http://www.abq.org.br/cbq/2008/trabalhos/6/6-523-4433.htm> >.  
Acesso em 12 set. 2011.

SOUZA, L. Características dos compostos iônicos. **Mundo Educação (UOL)**, 2011. Disponível em: < <http://www.mundoeducacao.com.br/quimica/caracteristicas-dos-compostos-ionicos.htm> >. Acesso em: 02 de Nov. 2011.

TORRICELLI, E. Dificuldades de aprendizagem no ensino de química. Eduk, 2007. Disponível em: <<http://www.eduk.com.br/?q=node/123>>. Acesso em: 3 de Out. 2011.

ZIMMERMANN, LÍCIA. **A importância dos laboratórios de Ciências para alunos da terceira série do Ensino Fundamental**. 2005. 141. Dissertação (Educação em Ciências em Matemática) - Universidade Católica do Rio Grande do Sul, Porto Alegre.