

# Índice

INTRODUÇÃO .....	7
1. Normas de segurança no laboratório de Química .....	8
2. Aspectos gerências .....	12
2.1- Manipulação e armazenamento de produtos .....	13
2.2- Classificação de produtos químicos segundo a perigosidade .....	15
3. Equipamentos de protecção dos laboratórios .....	16
4. Consecção e montagem de um laboratório de química .....	20
ACTIVIDADES PRÁTICAS .....	26
I e II – Preparação de solução:.....	26
I. Por dissolução; .....	26
II. Por diluição. ....	26
III – Reacção Química – Conservação da massa nas reacções químicas. Aplicação da Lei da conservação da massa.....	33
IV – Transformação de substância.....	38
V – Electrólise da água .....	43
VI – Solubilidade e precipitação de sais .....	46
VII – Soluções ácido-base – Suas propriedades .....	51
VIII – Escala de pH.....	55
IX – Titulações ácido-base .....	60
X – Equilíbrio Químico – Principio de Le Chatelier .....	65
CONCLUSÃO .....	72
BIBLIOGRAFIA .....	74
ANEXOS.....	76
A. Fotografias de alguns resultados obtidos .....	77
B. Materiais utilizados durante a pratica laboratorial .....	79
C. Reagentes utilizados durante a prática laboratorial .....	81

# INTRODUÇÃO

Uma das principais críticas que se faz actualmente ao sistema de ensino, em todos os níveis e em muitos países, é que ele não proporciona uma aprendizagem baseada no raciocínio e nem no pensamento crítico e autónomo: tal pode ser o resultado de um ensino tradicional, que se baseia especificamente na transmissão dos conceitos teóricos, nos quais os estudantes não identificam nenhuma relação entre as materiais ditas científicas e os próprios problemas, quer presentes quer futuros.

De facto, o fundamental numa área científica é o contínuo desenvolvimento no jovem estudante da percepção de que a vida e o conhecimento representam uma continuidade de processos em curso, que tornam o futuro sempre diferente do presente. Para adquirir tal postura, o aluno terá de desenvolver um conjunto de capacidades como as de levantar questões, de sugerir e testar hipótese, tomar decisões, discutir vantagens e inconvenientes dos problemas levantados. Isto só é possível através de um ensino virado para a prática laboratorial.

O trabalho laboratorial, neste contexto, não deverá ser uma mera rotina pré-programada, onde todos os alunos alcancem os mesmos resultados inquestionáveis. Isto seria uma metodologia contraditória da verdadeira metodologia da ciência. Transformar este trabalho numa verdadeira experiência, em que os alunos se envolvam, identificando e controlando variáveis, utilizando um pensamento crítico e interpretando os resultados obtidos. Este é uma meta a médio prazo que sonhamos ser possível alcançar através das realizações das actividades práticas laboratoriais como apoio ao programa curricular em vigor.

Este trabalho, como primeiro passo na corrida para a meta, procura fornecer ao estudante de 9º ano algumas ferramentas básicas para um trabalho laboratorial, que revista numa verdadeira ajuda para conseguir desenvolver as capacidades referidas anteriormente, quando colocado perante uma situação problemática que desperte o seu interesse e o empenhe autenticamente na sua resolução.

Com este trabalho, pretende que a disciplina de Química do 9º ano, das escolas secundárias transforme numa verdadeira experiência na qual os alunos se envolvam, identificando e controlando as variáveis, utilizando um pensamento crítico e interpretando os resultados obtidos numa dada experiência.

De uma forma geral pretende-se que esses alunos conheçam os métodos de investigação mais racionais, interpretando correctamente os resultados obtidos numa

prática experimental e desenvolvam aptidões ao nível de destreza manual e domínio das técnicas experimentais específicas, bem como os níveis de posturas e atitudes em ambiente laboratorial. Neste último aspecto deve salientar as normas de segurança no trabalho e o correcto manuseamento de instrumentação. Desenvolvam ainda o gosto de pesquisa em fontes variadas, uma vez que a atitude de experimentalista não pode estar desligada do conhecimento das teorias Físicas e Químicas básicas. Finalmente desenvolvam a capacidade de observação, programação de novas experiências e sejam capazes de colocar hipóteses, retirar conclusões e comunicá-las.

## **1. Normas de segurança no laboratório de Química**

Num laboratório de Química, dada a sua natureza dos trabalhos aí executados, existem vários perigos que podem ter consequências mais ou menos graves, imediatas ou a longo prazo. Nele envolve frequentemente o contacto com materiais potencialmente perigosos e por isso exige que se respeitem as regras ou normas da sua utilização a fim de minimizar a probabilidade de ocorrências de acidentes e as suas nefastas consequências.

O laboratório não se trata de um local onde se deve estar permanentemente com receio mas sim onde se deve trabalhar com responsabilidade, cuidado e atenção, por isso, quem utiliza frequentemente um laboratório deve ser treinado para ser cuidadoso tanto no manuseamento de equipamento como na utilização e armazenagem de produtos químicos.

A segurança no laboratório de química deve ser uma preocupação constante e prioritária dos seus utentes, (alunos, professores e funcionários). A prevenção é a melhor forma de minimizar os potenciais riscos e de evitar acidentes desnecessários.

Embora o trabalho laboratorial seja potencialmente perigoso, esta realidade não deverá, de modo algum, impor restrições a uma aprendizagem alegre, lúdica e de descoberta da Química. Para isso, o aluno de química do 9º ano deverá desenvolver atitudes de responsabilidade prevenção e confiança. No entanto, apesar do esforço que se tem feito em termos de segurança, os acidentes em laboratório continuam a existir, tanto por falta de preparação de quem lá trabalha como por falta de cuidado ou negligência.

***Consideram-se como situações de risco mais comum num laboratório químico:***

- Uso de substâncias tóxicas, corrosivas e inflamáveis...
- Trabalho a pressão e temperaturas elevadas;
- Uso de fogo;
- Uso de electricidade;
- Manuseamento do material de vidro.

***Guia de segurança no laboratório de Química:***

No laboratório de aulas práticas de Química do 9ºano do Ensino Secundário deverá ser implementadas as normas gerais e procedimentos de segurança, onde os estudantes e docentes de química devem ler e cumprir as instruções constantes deste documento.

Como sabemos, a Química é uma ciência experimental e é a variedade e interesse do trabalho de laboratório que a torna tão atractiva para os alunos e os professores. Contudo, as operações realizadas nos laboratórios de química envolvem sempre riscos de acidentes de diversa natureza. Embora não se possam eliminar totalmente os riscos inerentes aos trabalhos ou operações laboratoriais, a exposição de pessoas e bens a situações perigosas pode ser reduzida a um nível mínimo, de modo a segurar que o trabalho laboratorial corresponda uma aprendizagem efectuada em segurança, elaborou-se as seguintes regras e procedimentos de segurança que deverão ser cumpridas na íntegra. As regras de segurança são estabelecidas para a segurança de todos, mas dependem essencialmente do comportamento individual.

As indicações que se seguem são muito importantes para poder trabalhar no laboratório com segurança, pelo que se recomenda que as leia com atenção e as siga escrupulosamente:

- Ter sempre presente que o laboratório é um local de trabalho sério e de risco potencial;
- Conhecer a localização das saídas de emergências, dos extintores, da caixa de primeiro socorros e os restantes equipamentos de protecção;
- Conservar as bancas arrumadas e limpas, o chão limpo e seco;

- Não obstruir os locais destinados à livre circulação;
- Fazer uma verificação periódica do estado de conservação das condutas e das tubagens de todo o material existente no laboratório;
- Trabalhar em pé e sempre acompanhado de outras pessoas;
- Usar óculos de protecção, (obrigatórios para quem usa lentes de contacto), luvas apropriadas e máscaras sempre que as situações assim o aconselhem;
- Não usar lentes de contactos, pois, em caso de necessidades, elas não poderão ser retiradas com facilidade;
- Usar sempre batas limpas e justa, de preferência de algodão, não só para proteger a roupa mas, sobretudo, para proteger a pele;
- Usar sempre calçado fechado e o cabelo quando comprido, devidamente amarrado;
- Não usar anéis;
- Antes de se manusear qualquer substância, deve se ler atentamente o rótulo, tomar conhecimento dos riscos possíveis e cuidados a ter na sua utilização;
- Antes do início de qualquer trabalho laboratorial deve-se ter o cuidado de fazer uma preparação correcta, lendo os produtos e assinalando todas as precauções a tomar;
- Lavar as mãos, com frequências, durante e no fim do trabalho laboratorial;
- Proteger feridas expostas e evitar o manuseamento dos aparelhos eléctricos com as mãos húmidas;
- Usar pinças ou luvas apropriadas para manuseamento de material que foi aquecido;
- Qualquer salpico de reagente na pele deve ser removido com água abundante e sabão;
- Verificar sempre se não existem solventes inflamáveis na vizinhança antes de acender qualquer chama e reciprocamente, não utilizar solvente inflamável sem antes confirmar a inexistência de chamas nas proximidades;
- Evitar chamas desnecessárias. Apagar o bico de Bunsen quando não estiver a ser utilizado;
- Em caso de incêndio nunca deita água sobre um solvente orgânico em chama. Apagar o fogo com a manta ou com um extintor. Não se esqueça de desligar sempre o quadro eléctrico;
- Nunca pipetar com a boca: usar pompetas, macro controlador de pipetas, entre outras;

- Nunca provar ou cheirar directamente soluções ou produtos químicos e utilizar a “Hotte” ou capela de protecção sempre que haja produção de gases ou vapores nocivos;
- Não comer, nem beber ou fumar no laboratório;
- Nunca realizar experiências não autorizadas;
- Manuseia todos os reagentes químicos com cuidado;
- Coloca as tampas ou rolhas em todos os frascos e garrafas imediatamente após o seu uso;
- Limpa de imediato qualquer quantidade de reagente derramada, especialmente derramada, especialmente próximo de balanças ou prateleiras de reagentes;
- Nunca deixar um recipiente com um reagente sem rótulo ou com o rótulo danificado. Substitua-os sempre que for necessário;
- Nunca utilizar um solvente orgânico para limpar um reagente químico que acidentalmente tenha caído na pele. Isso pode aumentar a velocidade de absorção através da pele;
- No caso de ter qualquer dúvida sobre o manuseamento em segurança de algum reagente esclareça-se junto do docente;
- No final do trabalho todos os equipamentos e reagentes utilizados devem ser devidamente arrumados;
- Verificar no final do trabalho se as torneiras de abastecimento de água e de gás encontram-se fechadas e os aparelhos eléctricos desligados;
- Todos os acidentes devem ser comunicados de imediato e ser objecto de relatório.

## 2. Aspectos gerências

Todos os utentes afectos ao laboratório devem conhecer os riscos envolvidos e estar directamente interessados na promoção de condições de segurança. Procedimentos específicos devem ser estabelecidos de forma analítica. Quando não existir métodos descritos o trabalho deve ser supervisionado por um responsável que conheça ou possa avaliar os riscos envolvidos numa operação rotineira ou de emergência. A gestão e a supervisão geral devem ser estruturados de forma que o trabalho seja conduzido de uma maneira predeterminada e ordenada. O objectivo global deve ser estruturado de forma a minimizar as possibilidades de erro humano e estabelecer as características de estabilidade do sistema.

A eficácia da existência de um dossier de segurança implica que todos os que trabalham no laboratório saibam onde ele está e possam consultar em qualquer altura, sobretudo sejam treinados para o fazer. A segurança no laboratório obriga ao cumprimento de um conjunto de regras por todos e por isso todos os que lá trabalham devem estar sensibilizados para esta forma de actuação.

### *Etapas para elaboração do dossier que organize o funcionamento do laboratório:*

1. Analisar cuidadosamente todos os processos para:
  - a. Averiguar da possibilidade de utilizar a menor quantidade possível de reagente por ensaio (vantagens ambientais e económicas);
  - b. Averiguar quais os reagentes menos tóxicos que são possíveis utilizar sem limitar a actividade do laboratório;
  - c. Conhecer qualitativa e qualitativamente os reagentes necessários e os produtos (resíduos) originados;
  - d. Estabelecer qual o destino a dar aos resíduos gerados.
2. Definir quais os equipamentos de protecção individual ou não que são necessários;
3. Planificar o armazenamento atendendo às condições de segurança requeridas;
4. Reunir a legislação a que o laboratório está sujeito;
5. Estabelecer uma estratégia de compras de modo a evitar a presença no laboratório de grandes quantidades de produtos químicos;
6. Nas compras não esquecer de pedir as respectivas fixas de segurança.

Após o conhecimento de tudo o que se passa no laboratório deve-se organizar um dossier que contenha todas as informações relativas à segurança química do laboratório. Genericamente o dossier deverá conter:

- As fixas de segurança do produto no laboratório, as quais devem mencionarem os procedimentos em caso de contacto accidental ou em caso de derrame;
- Informações relativas aos procedimentos em casos de acidentes genéricos como por exemplo queimaduras, contaminações dos olhos, desmaios, entre outras.
- Os contactos dos bombeiros, da protecção civil e dos hospitais.

### ***2.1- Manipulação e armazenamento de produtos***

Para fins de segurança, as substâncias perigosas devem ser manipuladas e armazenadas, seguindo normas e padrões internacionais.

Considera-se substância perigosa, todo material que seja, isoladamente ou não, corrosivo, tóxico, radioactivo, oxidante e que durante o seu manejo, armazenamento, processamento, embalagem e transporte, possa produzir efeitos prejudiciais sobre trabalhadores, equipamentos e ambientes de trabalho.

Com isso, para proceder ao manuseamento ou armazenamento de produtos químicos perigosos há que conhecer bem as características dos produtos em questão. Não sendo possível conhecer as características de perigosidade de cada produto (muito dos quais identificados apenas com denominação comercial) os meios práticos de aceder a esta informação é colocá-los em embalagem que contém o produto ou disponibilizá-los por outros meios como por exemplo as fichas de segurança.

Quer no manuseamento, quer no armazenamento, o contacto com o produto deve ser mínimo para que a contaminação não ocorra ou seja diminuta. Para tal, é necessário sempre providenciar os equipamentos necessários entre os quais os equipamentos de protecção individual (EPI). Atender a que a contaminação pode ser através de inalação, absorção ou ingestão pelo que deve ser cuidadosamente seleccionado de acordo com o modo de possível contacto e a perigosidade do produto químico.



Os reagentes devem ser armazenados em locais próprios e ventilados segundo as regras muito específicas que, quando não cumpridas, podem pôr em risco toda a segurança de um laboratório. A manipulação de determinados produtos químicos poderá ser altamente perigosa, por isso, é necessário ter em consideração os cuidados que se seguem:

1. A armazenagem dos produtos químicos deve ser planeada com conhecimento de riscos associados a cada um dos produtos;
2. Nunca colocar os produtos no chão nem atrás das portas;
3. Devem ser guardados em frascos com rótulos de modo claro e duradouro;
4. Nunca armazenar nenhum produto sem identificação, a qual deve ser protegida com película plástica, transparente e adesiva a fim de evitar a sua destruição;
5. Localizar os recipientes de ácidos concentrados nas prateleiras inferiores;
6. Identificar a simbologia nacional e internacional usada na rotulagem de produtos, de forma a proporcionar o conhecimento das suas propriedades;
7. Os reagentes inflamáveis devem estar afastados de qualquer fonte de ignição;
8. Os reagentes sensíveis à água devem estar afastados dos pontos de água e em local seco;
9. As soluções de hidróxidos inorgânicos devem ser guardadas em recipientes de polietileno;
10. Os produtos peroxidáveis (que se alteram pela luz e pelo ar) devem ser colocados em local escuro, seco, fresco e guardados em recipientes escuros e à prova de ar;
11. Os reagentes explosivos devem ser localizados em local próprio e nunca em recipientes de vidro;
12. Os produtos que prejudicam a saúde, tais como os combustíveis, os explosivos e os tóxicos, devem ser de reconhecimento imediato e ter no rótulo o respectivo distintivo;
13. Nas experiências devem ser utilizadas pequenas quantidades de produtos, tal como é indicado nas respectivas fichas;
14. Depois de tirar as quantidades necessárias de produtos químicos, os frascos que os contêm devem ser de imediato fechados e colocados nos seus respectivos lugares;
15. Os restos dos reagentes devem ser sempre eliminados com os cuidados próprios depois das indicações dadas pelo docente responsável.

## 2.2- Classificação de produtos químicos segundo a perigosidade

*Relativamente aos riscos, importa considerar as seguintes classes de reagentes:*

- ❖ **Tóxicos:** oferecem um elevado risco de envenenamento por inalação, absorção ou ingestão – ex: benzeno, mercúrio, tetracloreto de carbono. Devem ser arrumados separadamente dos reagentes inflamáveis;
- ❖ **Corrosivos:** destroem os tecidos vivos. Incluem-se nessa categoria a maior parte dos ácidos e das bases;
- ❖ **Inflamáveis:** entram facilmente em combustão – ex: acetona, ácido acético, álcool etílico;
- ❖ **Explosivos:** na sequência de um choque ou impacto, ou expostos ao calor, podem explodir – ex: peróxido, perclorato de magnésio, dicromato de amónio, etc;
- ❖ **Oxidantes:** podem iniciar reacções de oxidação – ex: compostos ricos em oxigénio como, óxidos, peróxidos, nitratos cloratos, percloratos, cromatos, dicromatos e permanganatos;
- ❖ **Reagentes sensíveis à água:** reagem facilmente com a água libertando gases e calor – ex: metais alcalinos, hidretos metálicos. Devem ser acondicionados ao abrigo da humidade;
- ❖ **Gases comprimidos:** gases não liquefeitos e submetidos à pressão. Devem ser acondicionados fora do laboratório.

*Alguns símbolos de perigo importantes:*



### 3. Equipamentos de protecção dos laboratórios

No laboratório de química são indispensáveis os seguintes equipamentos de protecção:

- Máscaras;
- Óculos;
- Protecção das vias respiratórias;
- Auriculares;
- Luvas;
- Bota;
- Fatos de protecção para diversas situações.

#### *A. Equipamentos de nível básico de protecção*

Os equipamentos de protecção devem ser utilizados para a prevenção de sequelas de eventos rotineiros ou acidentais. Cada laboratório, grupo de laboratórios, sector, ou

outro local onde sejam realizadas actividades de manipulação de produtos químicos, ou haja riscos envolvendo vazamentos, estoque ou movimentação de produtos químicos, deve ter uma pessoa ou comissão responsável pela supervisão da área de segurança. Este (a) é responsável pela escolha dos equipamentos apropriados para os funcionários, pelos quais é responsável, e estudantes. As directrizes descritas a seguir podem ajudar na selecção de equipamentos de protecção individuais

### ***B. Equipamentos de protecção ocular***

1. Máscara com protecção lateral;
2. Óculos flexíveis, janela de ventilação aberta;
3. Óculos flexíveis, ventilação protegida;
4. Óculos rígidos, ajuste acolchoado;
5. Protector facial, plástico;
6. Óculos com protecção laterais tipo "persiana".

### ***C. Chuveiros e lava-olhos de emergência***

São equipamentos imprescindíveis a todos os laboratórios. Devem ser instalados em locais estratégicos para permitir a fácil e rápido acesso de qualquer ponto do laboratório. É importante frisar que devemos procurar obter as melhores condições possíveis no laboratório, no que diz respeito as instalações, iluminação, ventilação, uso de capelas, entre outras. Os equipamentos de protecção individual se destinam a proteger o analista em operações de riscos.

### **D. Luvas**

As decisões com respeito ao uso de luvas e o tipo da luva dependem da natureza do risco e do potencial de contaminação da actividade e do local. Estas decisões devem ser tomadas pelo Departamento ou supervisor responsável pelo local.

A escolha da luva é função da resistência química específica do material assim como da razão de permeabilidade e tempo de rompimento. Luvas de látex descartáveis têm

resistência limitada a maioria dos produtos químicos perigosos usados em laboratórios. Não devem ser utilizadas em operações onde a contaminação é prevista e deva ser imediatamente retirada das mãos por lavagem.

Luvras mais resistentes incluem borracha natural, neoprene, nitrílicas, butílicas, Viton e cloreto de polivinila. As categorias gerais de resistência são listadas a seguir. As recomendações do fabricante e a ficha de segurança do produto devem ser utilizadas na escolha do material.

### **E. Roupas de protecção**

O propósito das roupas de protecção é prevenir as contaminações da pele e prevenir que não se carregue contaminantes para fora do laboratório. Roupas de uso comum conferem protecção limitada, mas podem carregar contaminantes de dentro para fora do laboratório. O uso de batas é obrigatório em todos os laboratórios de química.

### **F. Protecção respiratória**

A protecção respiratória não é normalmente requerida em laboratório. A manipulação de agentes químicos perigosos devem ser feitas em capelas sempre que possível. Quando a protecção respiratória for necessária, deve-se consultar as normas da Instituição e/ou pessoal responsável pelo sector ou laboratório. Lembre-se que as máscaras com filtros são em sua maioria equipamentos de emergência e exigem treinamento adequado para seu uso, assim como requerem cuidados especiais de manutenção e limpeza.

### **G. Primeiros socorros no laboratório**

*Relação de material sugerido para primeiros socorros:*

- ✓ Algodão, gaze (esterilizados), esparadrapo, tecido cirúrgico, tubo de borracha para laço hemostático;
- ✓ Um vidro de PVPI;
- ✓ Uma tesoura pequena ponta romba;

- ✓ Cobertor;
- ✓ Água oxigenada 10 volumes;
- ✓ Spray (queimaduras);
- ✓ Solução de Cloreto Férrico (2 a 3 % em água destilada) – uso farmacêutico;
- ✓ Antídotos (conforme orientação do médico), Tylenol, medicação para cólicas; pomada Hirudoid, gelol (spray), Magnésia bisurada;
- ✓ Atídoto universal, soro fisiológico.

#### **H. Procedimento habitual para sua segurança no laboratório:**

1. Use sempre óculos de segurança e avental, de preferência de algodão, longo e de mangas longas;
2. Não use saias, bermudas ou calçados abertos. Pessoas que tenham cabelos longos devem mantê-los preso enquanto estiverem no laboratório;
3. Não trabalhe sozinho, principalmente fora do horário de expediente;
4. Não fume, coma ou beba nos laboratórios. Lave bem as mãos antes de deixar o recinto;
5. Ao ser designado para trabalhar em um determinado horário, é imprescindível o conhecimento da localização dos acessórios de segurança;
6. Antes de usar reagentes que não conheça, consulte a bibliografia adequada e informe-se sobre como manuseá-los e descarta-los;
7. Não retorne reagentes aos frascos originais, mesmo que não tenham sido usados. Evite circular com eles pelo laboratório;
8. Não use nenhum equipamento em que não tenha sido treinado ou autorizado a utilizar;
9. Certifique-se da tensão de trabalho da aparelhagem antes de conectá-la a rede eléctrica. Quando não estiver em uso, os aparelhos devem permanecer desconectados.
10. Use sempre luvas de isolamento térmico ao manipular material quente. Nunca pipeta líquidos com a boca, use bulbos de borracha ou trompas de vácuo.

## **4. Consecção e montagem de um laboratório de química**

A montagem de um laboratório deve incluir todos os requisitos de segurança. Mesmo detalhes devem já ser previstos no projecto inicial, evitando futuras alterações na montagem final. Assim itens como a topografia do terreno, orientação solar, ventos, segurança do edifício e do analista e outros utentes de laboratório tipos de bancadas, capelas, estufas, muflas, tipo do piso e sua cor, material de revestimento de paredes e sua cor, iluminação devem estar incluído no projecto inicial.

Deve ser dada a ênfase na construção em separado da sala de armazenagem de reagentes para armazenamento de substâncias químicas para que estas não sejam conservadas no laboratório, evitando o congestionamento e possíveis acidentes.

As instalações das capelas devem ficar convenientemente situadas para que as operações perigosas não sejam realizadas nas bancadas abertas. As capelas devem estar providas com os serviços usuais (gás, electricidade, água, vácuo, ar comprimido) operáveis do lado externo.

Um laboratório, de maiores ou menores dimensões, de acordo com a complexidade e quantidade do trabalho aí exercido, é um espaço fechado de características muito próprias. Deste modo, qualquer atitude relativa a acções de segurança está obrigatoriamente associada às características físicas e químicas dos materiais manuseados e «ao modus operandi» dos operadores. O não cumprimento destas acções coloca em risco as pessoas que aí trabalham, assim como, o próprio laboratório.

O local seleccionado para instalar o laboratório deve ter as dimensões adequadas aos equipamentos que aí se pretendem instalar.

A instalação dos equipamentos deve ser realizada por técnicos credenciados para o efeito aos quais se podem solicitar informações e auxílio na implementação de medidas de segurança associadas aos equipamentos.

Podem ser criadas áreas associadas ao trabalhos a realizar de forma a restringir determinado perigos em relação a determinados locais, como por exemplo: pesagens, armazenamento, entre outras.

Na instalação de um laboratório devem ainda ser considerados os sistemas de ventilação, eléctricos, gás e de protecção de incêndio. Tal como mencionando anteriormente, estes sistemas devem ser instalados por técnicos especializados os quais

devem ser previamente informados dos trabalhos que se pretendem realizar no laboratório e dos riscos associados.

Os equipamentos mais usados são: as bancadas, as capelas, armários de segurança para solventes, materiais tóxicos e corrosivos, locais de lavagem de olhos e mãos em caso de emergência, fornos, entre outras.

### ***Como montar um laboratório:***

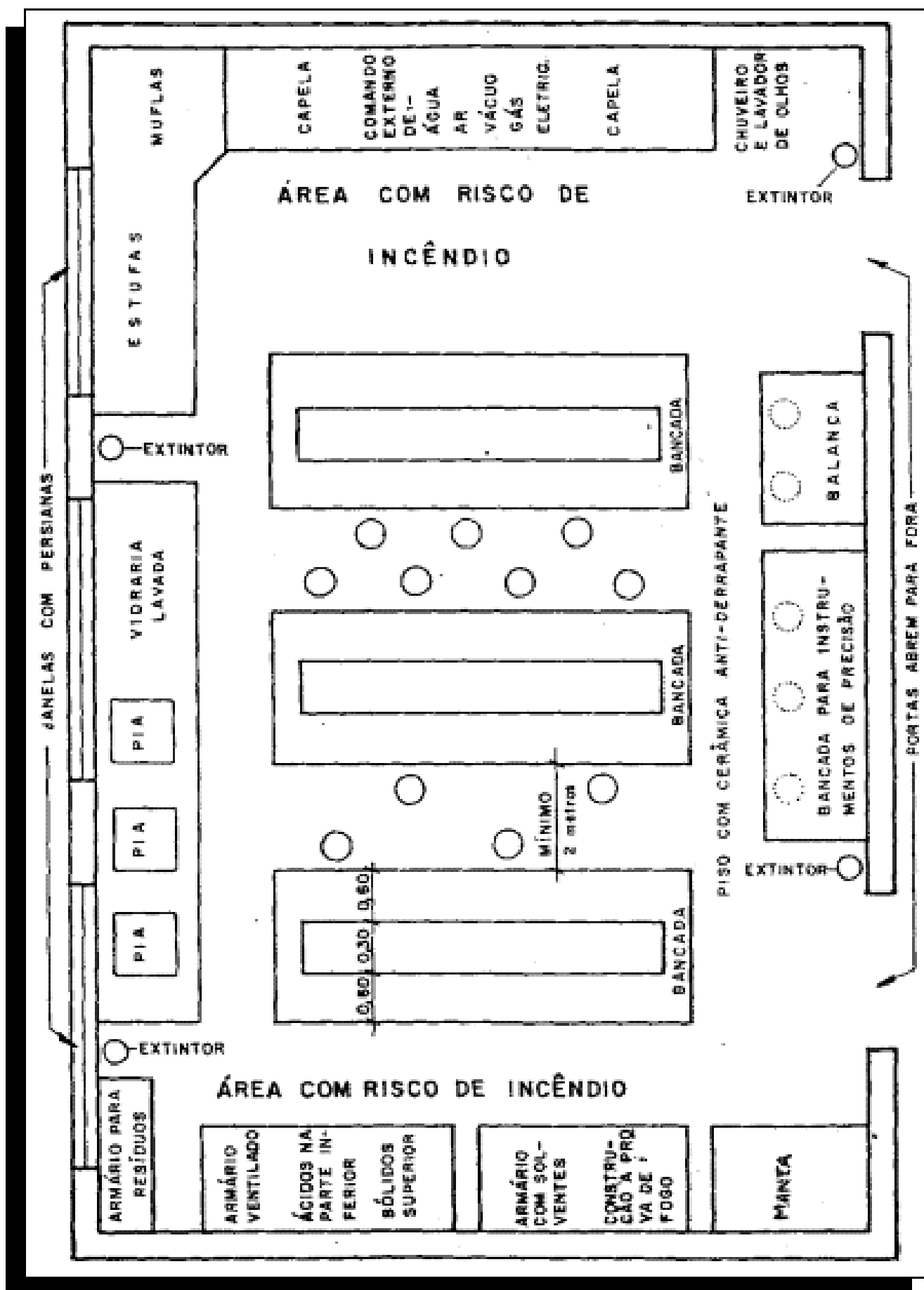
Na elaboração de um projecto para a concepção de um laboratório de química a nível do ensino secundário, são necessárias as seguintes informações:

- 1. *Finalidade do laboratório:*** Para escola Secundaria;
- 2. *Tipo de laboratório:*** Química;
- 3. *Definições*** das actividades a serem realizadas;
- 4. *Tipos de produtos*** que serão manipulados (nas bancadas, coifas e capelas) não só como também quantidade de produtos inflamáveis que serão armazenados;
- 5. *Quantidades de ambientes*,** tais como sala de armazenagem, lavagem, sala quente, sala de instrumentos, sala limpa, sala de armazenagem de produtos inflamáveis, supervisão, gerência, sanitários, entre outras;
- 6. *Fluxos das operações*,** no laboratório;
- 7. *Equipamentos a serem utilizados*,** com as suas características tais como:
  - Dimensões – se são instalados sobre a bancada ou no chão, alimentação eléctrica, alimentação hidráulica, de gases, entre outras;
- 8. *Número de utentes*** por ambiente;
- 9. *Aparelhos a serem instaladas*** (inclusive localização dos cilindros de gases);
- 10. *Localização da área*,** na planta de identificação, com as dimensões (comprimento, largura, pé – direito), pavimentos, áreas contíguas;
- 11. *Acessos ao laboratório:*** Corredores, escadas, porta, rotas de fuga, saídas de emergências;
- 12. *Localização e dimensões*** das portas, janelas (preferencialmente o direcionamento da luz natural deverá ser na lateral do usuário);
- 13. *Sistemas de ventilação e climatização:*** É necessário (sempre ficar atento à vazão de exaustão das capelas e coifas instaladas e passar essa informação à empresa que instalará o sistema de condicionamento de ar);
- 14. *Sistemas de comunicação:*** Rede de computadores e telefonia.



### ***Outros aspectos a ter em consideração:***

- ✓ O ***piso*** deve ser construído com material resistente tanto mecânica como quimicamente. Não deve haver diferenças no piso. As paredes devem ser revestidas com materiais quimicamente resistentes e oferecer facilidade de limpeza. Devem ser claras, de cores repousantes e foscas;
- ✓ Deve haver no mínimo duas ***portas*** afastadas o mais possível entre si e abrindo sempre para fora. As janelas são necessárias, pois o laboratório deve ser um local convenientemente iluminado e deve conter um sistema de controlo de raios solares (persianas metálicas, nunca cortinas);
- ✓ As ***bancadas*** devem ser posicionadas de forma que a luz natural incida nelas lateralmente, para que não ocorra sombra sobre a bancada e para que a luz não incida directamente aos olhos do laboratorista. A distância entre duas bancadas é muito importante para que haja livre tráfego de carrinhos de vidraria, minimizando o risco de choques com os laboratoristas;
- ✓ ***Chuveiro e lavador de olhos:*** devem ser posicionados junto às capelas e o mais próximo possível da saída, caso haja necessidade, além da lavagem completa e abundante do corpo, de um atendimento de primeiro socorro afastado da área contaminada;
- ✓ ***Extintor de incêndio:*** devem ser colocados vários extintores de incêndio pelo laboratório, os mais afastados entre si e com fácil acesso. São preferíveis 2 extintores com 4 kg de CO<sub>2</sub> em lugar de 1 com 6 kg.



## **Projecto de um laboratório de Química seguro**

### **✓ *Projecto Civil***

Numa unidade industrial moderna, a localização de um laboratório é estudada levando-se em conta o seu posicionamento em relação à produção, para facilitar o recebimento de amostras e o envio de resultados. Deve-se levar em conta também o posicionamento da exaustão dos gases das capelas no telhado, pois, as correntes de ar poderão conduzi-los para as janelas de outros prédios.

Depois desses aspectos observados, parte-se para definir as dimensões requeridas para as actividades. A partir dos dados adquiridos, pode-se estimar as medidas ideais do laboratório para que tudo em seu interior esteja sob suas devidas seguranças.

O projecto civil deve levar em conta os factores primordiais em um ambiente de laboratório, pois, sempre haverá exalação de vapores, névoas, partículas, entre outras. Portanto, no projecto o sistema de exaustão, as capelas e o sistema de ar devem ser projectados com muito conhecimento técnico.

A localização dos extintores, das chaves geral e equipamentos de protecção colectiva, como chuveiros, lava-olhos e mantas também devem ser analisadas.

### **✓ *Projectos Hidráulicos e Eléctricos***

O principal aspecto que deve ser observado aqui é que os produtos que serão manuseados devem visar principalmente o projecto de esgoto. O consumo de água, vapor e GLP dependerá de instrumentação que será utilizada.

O projecto eléctrico levará em conta o consumo de energia requerido para os equipamentos, aquecedores, bem como ar condicionado e sistema de exaustão.

## ***Ventilação num laboratório***

A necessidade de ventilação nos laboratórios variará desde fornecimento de um simples conforto como a eliminação de vapores tóxicos. O laboratório será beneficiado pelo sistema de ventilação que controla a temperatura, humidade e concentração de substancia odoríferas no local, apesar do custo para a melhoria das condições atmosféricas ambientais dos laboratórios serem elevados, as condições sobre eles nunca devem passar por cima da segurança. Um sistema de ventilação deve ser instalada devidamente, no sentido de garantir uma melhor segurança.

A ventilação geral ou diluidora, consiste na movimentação de quantidades relativamente grande de ar através de espaços confinados. Ela pode ser fornecida por exaustão, insuflação, ou combinação entre elas, pode ainda ser natural e mecânica.

Visa principalmente o conforto dos laboratoristas e fornecer um suprimento de ar que será exaurido por uma série de equipamentos auxiliares. Esta ventilação fornece uma modesta protecção contra poeiras, gases e vapores principalmente quando são liberados em quantidades significantes.

A ventilação local exaustor tem como objectivo principal a protecção à saúde do trabalhador, pois, faz a captação do poluente directo na fonte, antes de atingir a zona de respiração. Esse tipo de ventilação tem os seguintes componentes: o captor, os dutos de transporte, um ventilador e um filtro sistema de retenção aos poluentes.

O tamanho da sala e sua geometria ou configuração, assim como a velocidade e volume de ar que entra, afecta padrões de ar da sala. Fluxo laminar deve ser projectado de forma dirigir o ar limpo sobre o pessoal e varrer o ar contaminado para fora da zona de respiração.

Levados em conta todos os pontos vistos anteriormente, certamente o laboratório que visamos construir estará em condições perfeitas de segurança e trabalho.

## Actividades Práticas

As actividades práticas experimentais são esquematizadas de forma a fornecer aos alunos a informação necessária para uma correcta e segura execução laboratorial que lhes permita obter resultados de confiança, incutindo-lhes também um sentimento de organização, quer no laboratório, quer na elaboração do relatório final.

Uma proveitosa discussão dos resultados levará os alunos a uma desejável postura crítica, sugerindo inclusivamente alterações às experiências, experiências alternativas ou experiências complementares.

### ***I e II – Preparação de solução:***

**I. Por dissolução;**

**II. Por diluição.**

#### **Objectivos da aplicação:**

- Preparação de uma solução de concentração conhecida e determinação da respectiva densidade;
- Preparação de uma solução por diluição e determinação das respectivas densidades.

#### **Introdução:**

Quando cristais de açúcar são adicionados a uma quantidade suficiente da água e se agita, o açúcar “desaparece”. Diz-se que o açúcar se dissolve na água. Uma solução é sempre constituída por, pelo menos, duas substâncias: O **soluto** (substância que se dissolve) e o **solvente** (substância na qual o soluto se dissolve).

Na solução de açúcar em água, as moléculas daquele encontram-se uniformemente distribuídas com as moléculas de água. Uma solução define-se, precisamente, como sendo uma mistura homogénea de moléculas de solvente e de soluto.

Uma solução que contém apenas uma pequena quantidade de soluto em comparação com a quantidade de solvente presente diz-se **diluída**. Se existe uma grande quantidade de soluto dissolvido no solvente a solução diz-se **concentrada**.

Quando se pretende preparar uma determinada solução é necessário tomar conhecimento das características (toxicidade, efeito corrosivo, inflamabilidade) do soluto e do solvente e calcular as quantidades requeridas. De seguida, proceder-se-á à dissolução da substância para o que se adiciona, em fracções, a uma parte (ou a todo) o solvente apropriado. A dissolução pode ser facilitada mediante certas operações, específicas para cada caso, como: pulverização do composto sólido (sempre antes da respectiva pesagem), aquecimento, agitação, entre outras.

No caso da dissolução da substância ser facilitada por aquecimento, não deve a mesma ser realizada no balão de aferição mas sim num copo ou erlenmeyer por adição de um volume de líquido inferior à capacidade do balão e se possível, não superior a metade deste valor. Só depois de arrefecida até à temperatura ambiente a solução se pode vazar para o balão volumétrico, usando um funil de vidro.

Como é sabido existem vários modos de caracterizar quantitativamente uma solução: concentração em massa, isto é, massa de soluto por volume de solução, quantidade (em mol) de soluto para 1 dm<sup>3</sup> de solução, como no caso da percentagem em massa (massa de soluto existente em 100 partes em massa de solução) ou das partes por milhão, ppm (massa de soluto existente em 1 milhão (10<sup>6</sup>) partes em massa de solução).

As soluções concentradas são geralmente armazenadas numas salas próprias do laboratório e usadas quando necessárias. Frequentemente é necessário diluir estas soluções armazenados antes de ser utilizados.

O procedimento para preparar uma solução menos concentrada a partir de uma solução mais concentrada é denominado por **diluição**.

## **Materiais e reagentes utilizadas**

### **Preparação de 100,0 ml de uma solução-padrão de NaCl 4,0 mol/dm<sup>3</sup>.<sup>1</sup>**

#### **Materiais:**

Balança analítica ou semianalítica;

Balão volumétrica de 100 ml;

Frasco de vidro;

Funil;

Gobelé de 250 ml;

Provetas de 50 ml;

Vareta;

Esguicho;

Conta gota;

Espátulas.

#### **Reagentes e solventes:**

Água desmineralizada;

Cloreto de sódio (NaCl).

#### **I. Procedimento para preparar uma solução por dissolução:**

1. Calcular a massa de NaCl necessária;
2. Pesar rigorosamente uma quantidade conhecida de NaCl para preparar 100 ml de solução aquosa 4,0 mol/dm<sup>3</sup>;
3. Adicionar uma quantidade de água desmineralizada e agitar até a sua completa dissolução;
4. Transferir a solução para um balão volumétrico de 100 ml e acrescentar a água desmineralizada até a marca;
5. Completar o volume da solução até a marca, utilizando uma conta gota ou esguicho e em seguida agitar para homogeneizar a solução;
6. Rolhar e rotular indicando a concentração exacta da solução;

---

<sup>1</sup> SIMOES, Teresa Sobrinho; QUEIRÓS, Maria Alexandre; SIMOES, Maria Otilde. Técnicas Laboratoriais de Química. Porto editora.

7. Guardar a solução no local apropriado.

**Cálculos auxiliares:**

Dados:

$$V = 100 \text{ ml} = 0,10 \text{ dm}^3$$

$$C = 4,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = ?$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$\text{Ar}(\text{Na}) = 23,00 \text{ uma}$$

$$\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,45 \text{ uma}$$

$$M_r(\text{NaCl}) = \text{Ar}(\text{Na}) + \text{Ar}(\text{Cl})$$

$$\Leftrightarrow M_r(\text{NaCl}) = 23,00 \text{ uma} + 35,45 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{M_r(\text{NaCl}) = 58,45 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

*Massa teórica:*

Como  $C = n / V$ , então:

$$n = C \times V$$

$$\Leftrightarrow n = 4,0 \text{ mol/dm}^3 \times 0,1 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,4 \text{ mol}}$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$m = n \times M$$

$$\Leftrightarrow m = 0,4 \text{ mol} \times 58,45 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{m = 23,38 \text{ g}}$$

*Massa pesada:*

Dados:

$$m = 23,339 \text{ g}$$

$$V = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$M = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$C = ?$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$\Leftrightarrow n = 23,339 \text{ g} / 58,45 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,399 \text{ mol}}$$

Como  $C = n / V$ , então:

$$\Leftrightarrow C = 0,399 \text{ mol} / 0,1 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{C = 3,99 \text{ mol/dm}^3 \cong 4,00 \text{ M}}$$

Obs:

- $1\text{L} = 1 \text{ dm}^3$ .

**Factos observados:**



O Cloreto de sódio (NaCl) encontra-se no estado sólido, tem a cor branca e é solúvel na água, dando origem a uma solução incolor.

### **Resultados obtidos:**

A massa do Cloreto de sódio (NaCl) calculada é de 23,38 gramas, ( $m = 23,38 \text{ g}$ );

A massa pesada é de 23,339 gramas, ( $m = 23,339 \text{ g}$ );

A concentração obtida é de  $3,99 \text{ mol/dm}^3 \cong 4,00 \text{ M}$ .

## **II. Procedimento para preparar uma solução por diluição a partir de uma solução referencia (solução $4,0 \text{ ml/dm}^3$ de NaCl):**

### **Sugestão:**

*Preparar, por diluição da solução referência, 50,0 ml de solução aquosa de molaridade  $3,0 \text{ ml/dm}^3$ ;  $2,0 \text{ ml/dm}^3$ ;  $1,0 \text{ ml/dm}^3$  e  $0,5 \text{ ml/dm}^3$ , respectivamente.*

1. Calcular o volume necessário de NaCl a diluir para cada concentração;
2. Transferir a solução para um balão de diluição de 50 ml e acrescentar água desmineralizada até a marca;
3. Completar o volume da solução até a marca, utilizando uma conta gota ou esguicho e agitar para homogeneizar a solução;
4. Rolhar e rotular indicando a concentração exacta da solução, calculada a partir da massa utilizada;
5. Guardar a solução no local apropriado.

### **Cálculos auxiliares:**

*A (molaridade  $3,0 \text{ ml/dm}^3$ )*

Dados:

$$C_i = 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$C_f = 3,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$V_i = ?$$

$$V_f = 50 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f, \text{ então: } V_i = (C_f \times V_f) / C_i$$

Resoluções:

$$\Leftrightarrow V_i = (3,0 \text{ ml/dm}^3 \times 50 \text{ ml}) / 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{V_i = 37,5 \text{ ml}}$$

***B (molaridade 2,0 ml/dm<sup>3</sup>)***

Dados:

$$C_i = 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$C_f = 2,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$V_i = ?$$

$$V_f = 50 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f, \text{ então: } V_i = (C_f \times V_f) / C_i$$

Resoluções:

$$\Leftrightarrow V_i = (2,0 \text{ ml/dm}^3 \times 50 \text{ ml}) / 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{V_i = 25,0 \text{ ml}}$$

***C (molaridade 1,0 ml/dm<sup>3</sup>)***

Dados:

$$C_i = 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$C_f = 1,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$V_i = ?$$

$$V_f = 50 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f, \text{ então: } V_i = (C_f \times V_f) / C_i$$

Resoluções:

$$\Leftrightarrow V_i = (1,0 \text{ ml/dm}^3 \times 50 \text{ ml}) / 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{V_i = 12,5 \text{ ml}}$$

***D (molaridade 0,5 ml/dm<sup>3</sup>)***

Dados:

$$C_i = 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$C_f = 0,5 \text{ ml/dm}^3$$

$$V_i = ?$$

$$V_f = 50 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f, \text{ então: } V_i = (C_f \times V_f) / C_i$$

Resoluções:

$$\Leftrightarrow V_i = (0,5 \text{ ml/dm}^3 \times 50 \text{ ml}) / 4,0 \text{ ml/dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{V_i = 6,25 \text{ ml}}$$

Obs:

- $C_i$ , concentração inicial;
- $C_f$ , concentração final;
- $V_i$ , volume inicial;
- $V_f$ , volume final;

**Factos observados:**

As soluções obtidas (de molaridade 3,0 M; 2,0 M; 1,0 M e 0,5 M, respectivamente) são incolores.

**Resultados obtidos:**

Concentração inicial (M)	Concentração final (M)	Volume inicial (ml)	Volume final (ml)
4,0	3,0	37,5	50,0
4,0	2,0	25,0	50,0
4,0	1,0	12,5	50,0
4,0	0,5	6,25	50,0

**Conclusão:**

Através desta actividade o aluno chegará a seguinte conclusão: Enquanto que a preparação de uma solução a partir de um sólido, de concentração previamente conhecida, se baseia em duas operações unitárias – medição de massa e de volumes – a preparação de uma solução por diluição de outra de concentração conhecida, baseia-se em cálculos e medição de volumes.

### ***III – Reacção Química – Conservação da massa nas reacções químicas. Aplicação da Lei da conservação da massa.***

#### **Objectivo da aplicação:**

- Escrever a equação química da reacção e acertar a mesma com a finalidade de verificar a conservação da massa e de átomos ao longo de uma reacção química.

#### **Introdução:**

Quando se põem em contacto algumas substâncias, podem reagir originando novos produtos. Trata-se de uma transformação química ou reacção química.

Numa transformação química ou reacção química, as substâncias iniciais são transformadas num conjunto de novas substâncias, verificando-se uma mudança na estrutura interna das primeiras.

As transformações químicas ou reacções químicas ocorrem quando a estrutura interna de uma substância é modificada.

Numa reacção química, à medida que esta se vai desenvolvendo, as substâncias vão-se alterando, podendo modificar-se simultaneamente as suas propriedades físicas tais como cheiro, cor, ponto de ebulição, ponto de fusão, densidade, entre outras. No final de uma reacção química, a substância ou substâncias que se obtêm são diferentes das iniciais, quer quando à estrutura interna, quer quando às suas propriedades iniciais.

As substâncias sujeitas a uma transformação ou reacção química denominam-se **reagentes** e as substâncias que se obtêm das primeiras, através dessa reacção, denominam-se **produto da reacção**.

Ao conjunto formado pelos reagentes e produtos da reacção damos o nome de **sistema químico** ou **sistema reaccional**.

Numa reacção química partimos dos reagentes para obter os produtos de reacção.



Até agora foi abordado somente um determinado aspecto nas reacções químicas: o modo como elas se processam, bem como os seus intervenientes.

No entanto, as substâncias que constituem um sistema reaccional possuem massa e como tal, as reacções químicas também devem ser interpretadas sob o ponto de vista quantitativo.

Durante a reacção química descrita, o peso total das substâncias presentes permanece constante. Esta afirmação é geral para qualquer reacção química e constitui o enunciado de uma lei química designada por **lei de Lavoisier ou lei da conservação da massa**, químico francês que viveu no séc. XVIII.

No mesmo lugar da terra, o peso de um corpo é directamente proporcional à sua massa. O peso e a massa do mesmo corpo exprimem-se em gramas, pelo mesmo número. Assim, se o peso de um corpo é de 80 gramas-força, a sua massa é 80 gramas.

Concluimos então, que numa reacção química, a **massa total** presente permanece **constante**<sup>2</sup>.

Ou seja, a massa total dos reagentes que se transforma é igual à massa total dos produtos da reacção.

## **Materiais e reagentes utilizadas:**

### **Accão de Sulfato de Cobre sobre o Hidróxido de Sódio.**

#### **Materiais:**

Balança;  
Proveta de 20 ml;  
2 Balões de erlenmeyer;  
2 Rolhas;  
Vidro de relógio;  
Gobelé de 250 ml;  
Espátula.

.

#### **Reagentes:**

Solução aquosa de sulfato de cobre (100 ml de sulfato de cobre 1,0 M);  
Solução aquosa de hidróxido de sódio (100 ml de hidróxido de sódio 1,0 M);  
Água desmineralizada.

---

<sup>2</sup> SIMOES, Teresa Sobrinho; QUEIRÓS, Maria Alexandre; SIMOES, Maria Otilde. Técnicas Laboratoriais de Química. Porto editora

**Procedimento:**

1. Introduzir 10 ml de uma solução aquosa de sulfato de cobre num balão de erlenmeyer e 10 ml de solução aquosa de hidróxido de sódio num outro balão;
2. Tapar os balões com as rolhas;
3. Colocar os balões sobre a balança e registar o peso;
4. Verter o conteúdo de um balão para outro, deixar que a reacção química ocorra e registar o peso no final.

**Cálculos auxiliares:****A – Sulfato de Cobre ( $\text{Cu}_2\text{SO}_4$ )**Dados:

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$C = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = ?$$

$$\text{Ar}(\text{Cu}) = 64,0 \text{ uma}$$

$$\text{Ar}(\text{S}) = 32,1 \text{ uma}$$

$$\text{Ar}(\text{O}) = 16,0 \text{ uma}$$

$$\text{Mr}(\text{Cu}_2\text{SO}_4) = 2 \times \text{Ar}(\text{Cu}) + \text{Ar}(\text{S}) + 4 \times \text{Ar}(\text{O})$$

$$M(\text{Cu}_2\text{SO}_4) = 224,1 \text{ g/mol} \quad \Leftrightarrow \quad \text{Mr}(\text{Cu}_2\text{SO}_4) = 2 \times 64,0 \text{ uma} + 32,1 \text{ uma} + 4 \times 16,0 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{\text{Mr}(\text{Cu}_2\text{SO}_4) = 224,1 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:*Massa teórica:*

Como  $C = n / V$ , então:

$$n = C \times V$$

$$\Leftrightarrow n = 1,0 \text{ mol/dm}^3 \times 0,05 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,05 \text{ mol}}$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$m = n \times M$$

$$\Leftrightarrow m = 0,05 \text{ mol} \times 224,1 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{m = 11,205 \text{ g}}$$

*Massa pesada:*Dados:

$$m = 11,213 \text{ g}$$

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{Cu}_2\text{SO}_4) = 224,1 \text{ g/mol}$$

$$C = ?$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$\Leftrightarrow n = 11,213 \text{ g} / 224,1 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,05 \text{ mol}}$$

Como  $C = n / V$ , então:

$$\Leftrightarrow C = 0,05 \text{ mol} / 0,05 \text{ dm}^3 \quad \Leftrightarrow \underline{C = 1,0 \text{ mol/dm}^3}$$

### B – Hidróxido de Sódio (*NaOH*)

Dados:

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$C = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = ?$$

$$M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Ar}(\text{Na}) = 23,0 \text{ uma}$$

$$\text{Ar}(\text{H}) = 1,0 \text{ uma}$$

$$\text{Ar}(\text{O}) = 16,0 \text{ uma}$$

$$\text{Mr}(\text{NaOH}) = \text{Ar}(\text{Na}) + \text{Ar}(\text{O}) + \text{Ar}(\text{H})$$

$$\Leftrightarrow \text{Mr}(\text{NaOH}) = 23,0 \text{ uma} + 16,0 \text{ uma} + 1,0 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{\text{Mr}(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

*Massa teórica:*

Como  $C = n / V$ , então:

$$n = C \times V$$

$$\Leftrightarrow n = 1,0 \text{ mol/dm}^3 \times 0,05 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,05 \text{ mol}}$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$m = n \times M$$

$$\Leftrightarrow m = 0,05 \text{ mol} \times 40,0 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{m = 2,0 \text{ g}}$$

*Massa pesada:*

Dados:

$$m = 1,999 \text{ g}$$

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g/mol}$$

$$C = ?$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$\Leftrightarrow n = 1,999 \text{ g} / 40,0 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,0499 \text{ mol}}$$

Como  $C = n / V$ , então:

$$\Leftrightarrow C = 0,0499 \text{ mol} / 0,05 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{C = 0,998 \text{ mol/dm}^3}$$

**Factos observados:**

- Sulfato de Cobre ( $\text{Cu}_2\text{SO}_4$ ) no estado sólido tem cor azul. É solúvel na água e a sua solução resultante é de cor azul;

- Hidróxido de sódio (NaOH) no estado sólido tem cor branca e granulada. É solúvel na água e a sua solução resultante é incolor;
- Na dissolução de NaOH para a preparação de solução, ocorreu um aumento de temperatura;
- Depois de verter o conteúdo de um balão para outro, (junção de soluções) ocorreu a reacção química com a formação de precipitado de cor azul e esbranquiçado.

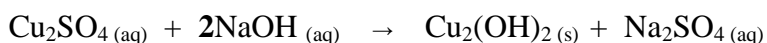
#### **Resultados obtidos:**

- Na preparação das soluções as massas pesadas na balança analítica são:
  - Sulfato de Cobre ( $\text{Cu}_2\text{SO}_4$ ) = 11,213 g;
  - Hidróxido de Sódio (NaOH) = 1,999 g.
- Depois da junção houve uma turvação seguida de formação de um precipitado de cor azul e esbranquiçado  $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$ ;
- O peso inicial  $\cong$  peso final  $\cong$  21,046 g.

#### **Análise de resultados e conclusão:**

Sendo igual o valor registado na balança, antes, durante e após a reacção, sendo o sistema fechado e tendo a reacção evoluído de forma completa, então a massa envolvida na transformação é constante – **Lei da conservação da massa**. Sendo assim, o aluno compreenderá que o número de átomo nos reagentes terá de ser igual ao nº de átomo nos produtos.

#### **Equação química da reacção:**



↓

Coeficiente (acerto da equação)

Na aula outros exemplos serão fornecidos.

O aluno neste momento já interpreta facilmente reacções químicas por simples junção de duas substâncias.



## ***IV – Transformação de substância***

### **Objectivo da aplicação:**

- Observar as transformações de substâncias ocorridas durante as experiências laboratoriais.

### **Introdução:**

Actualmente observam-se muitas transformações de materiais na nossa vida quotidiana. É fácil detectá-las quando se faz uma observação cuidadosa. Existem situações nítidas em que ocorrem **transformações físicas** e **transformações químicas**.

Alguns materiais que nos rodeiam encontram-se nos três estados físicos: é o caso da água que no **estado sólido**, é o gelo existente nos glaciares, no **estado líquido**, é a água que escorre numa queda de água e no **estado gasoso**, é o vapor de água dos géisers.

As **mudanças de estação** podem classificar-se como **fenómenos físicos**. Isto porque, quando desaparece o factor que provoca uma mudança de estado, o material recupera as características iniciais. Não há alterações químicas desse material.

Quando uma substância passa de um estado físico para outro não se alteram as suas propriedades características. Diz-se que ocorre uma **transformação física**.

Nas **transformações físicas não se formam novas substâncias**. Só se alteram as suas propriedades físicas. Quando há um aumento de temperatura, um **sólido**, geralmente, transforma-se num **líquido**: tem lugar a  **fusão**. Se a temperatura continua a aumentar, o **líquido** passa para o **estado gasoso** – ocorre a **vaporização**. Se o líquido passar tumultuosamente a vapor, por aquecimento, diz-se que ocorre a **ebulição**. Quando o líquido se transforma em vapor, lentamente, ocorre a **vaporação**.

O arrefecimento dos **vapores** faz com que o material regresse ao **estado líquido**: é a **condensação**. Se esse arrefecimento continuar, o mesmo material pode transformar-se em **sólido**: ocorre a **solidificação**.

É frequente a confusão entre a **vaporação** e a **ebulição**. No entanto, podes perceber que há diferenças se considerares que os líquidos se evaporam a qualquer temperatura. Assim se explica a formação de nuvens a partir da água dos oceanos, dos rios e dos lagos.

Mas para que um líquido entre em ebulição é necessário que a evaporação seja máxima, o que se consegue apenas a uma temperatura definida que é características de cada líquido.

Há substâncias, como o **iodo**, a **naftalina** e a **cânfora**, que passam directamente do **estado sólido** ao **estado gasoso** por aquecimento, passando momentaneamente pelo estado líquido. Os vapores destas substâncias transformam-se, por arrefecimento, directamente em sólido.

Neste caso, ocorre a **sublimação**.

A maioria dos materiais pode passar de um estado físico para outro através de **transformações físicas**. É o caso da solda que é um sólido à temperatura normal. O ferro de solda funde por aquecimento.

Muitos dos minerais que existem na crosta terrestre não têm grande utilidade na sua forma natural. É necessário transformá-los em substâncias mais úteis. A partir destas substâncias é possível produzir a enorme variedade de materiais usados na nossa vida. Quando, em determinadas condições, há contacto entre substâncias químicas diferentes, surgem novas substâncias. Ocorrem reacções químicas.

Por outras palavras, podemos dizer que ocorrem **transformações químicas** quando se detecta a formação de **novas substâncias**.

Pode ocorrer um **fenómeno químico** que se traduz por uma **transformação química**. Qualquer transformação química implica sempre a presença de novas substâncias.

Há uma certa quantidade de **substâncias iniciais**: os **reagentes**. Obtém-se uma dada quantidade de **substâncias finais**: os **produtos**. Essas quantidades podem saber-se determinando as **massas** dos reagentes e dos produtos numa **balança**<sup>3</sup>.

Os fogos de artifício são devidos a reacções de combustão de alguns metais com o oxigénio. Por exemplo, quando o magnésio reage com o oxigénio, forma-se óxido de magnésio. O céu fica repleto de uma luz branca muito intensa, em virtude da energia libertada durante a reacção. São outros metais que reagem com o oxigénio.

## **Materiais e reagentes utilizadas**

### **Transformação física e transformação químicas**<sup>4</sup>

---

<sup>3</sup> RODRIGUES, M. Margarida R. D; DIAS, Fernando Morão Lopes. Química na Nossa Vida, Físico-química – 8ºano. Porto Editora. 1998.

<sup>4</sup> MENDONÇA, Lucinda Santos; RAMALHO, Marta Duarte. Química 8ºano. Texto Editora. Lisboa, 1994.

### **Experiência A:**

#### **Materiais:**

Tubo de ensaio;

Espátula;

Rolha de cortiça;

Lamparina ou bico de Bunsen;

Pinça de madeira.

#### **Reagentes:**

Iodo.

#### **Procedimento:**

1. Com a ajuda da espátula, coloca um pouco de iodo no tubo de ensaio e descreve o seu aspecto físico, referindo-te à cor, ao brilho, ao estado físico, entre outras;
2. Tapa o tubo de ensaio com a rolha;
3. Acende o bico de Bunsen e aquece o fundo do tubo de ensaio durante algum tempo;
4. Apaga o bico de Bunsen e deixa arrefecer o tubo de ensaio;
5. Anota as transformações ocorridas no iodo.

#### **Factos observados:**

O iodo sólido granulado, pelo aquecimento, transforma-se em vapor de iodo, de cor violeta que, por arrefecimento, retoma o estado sólido. Ao aquecer, a parede do tubo de ensaio torna-se violeta na zona ao redor do iodo e o iodo sólido passa para o estado líquido. Após o arrefecimento no tubo de ensaio o iodo no estado líquido retoma ao estado sólido, com presença de pequenas partículas finas agarradas nas paredes do tubo de ensaio nos locais onde se anotou o brilho violeta.

### **Experiência B:**

#### **Materiais:**

Colher de combustão;

Vidro de relógio;

Lamparina ou bico de Bunsen;

Espátula.

**Reagentes:**

Açúcar;

Água desmineralizada.

**Procedimento:**

1. Coloca um pouco de açúcar no vidro de relógio e sobre ele, água até dissolver;
2. Deixa em repouso até a água se evaporar;
3. Coloca, também, um pouco de açúcar na colher de combustão e aquece-a;
4. Vai anotando o que se passa durante o aquecimento.

**Factos observados:**

O açúcar do vidro de relógio dissolve-se na água mas é recuperado após a evaporação desta. O açúcar da colher de combustão transforma-se em caramelo (líquido castanho, pastoso, de cheiro agradável). Se o aquecimento for muito prolongado, este açúcar caramelizado chega a transformar-se em carvão – o carvão de açúcar.

**Experiência C:****Materiais:**

Tubo de ensaio;

Rolha;

Lamparina ou bico de Bunsen;

Fósforo;

Espátula;

Pinça de madeira;

Álcool etílico.

**Reagentes:**

Dicromato de amónio.

**Procedimento:**

1. Coloca um pouco de dicromato de amónio no tubo de ensaio;
2. Descreve o seu aspecto físico;
3. Ajusta a rolha à boca do tubo de ensaio, mas de modo a que saia com facilidade;

4. Acende o bico de Bunsen e aquece ligeiramente o fundo do tubo de ensaio até o pó que está no seu interior se inflamar;
5. Anota o que observas, descrevendo o aspecto físico da substância que agora se encontra no tubo.

### **Factos observados:**

Pelo aquecimento, a substância cristalina de cor alaranjada transformou-se noutra de cor verde escura, muito mais volumosa e de aspecto mais amorfo, libertando, ainda, gás, como se verifica pelo saltar da rolha.

### **Análise de resultados e conclusão:**

Através destas actividades o aluno terá oportunidade de verificar que em qualquer destas experiências (**A**, **B** e **C**), as substâncias ensaiadas (iodo, açúcar e dicromato de amónio) mudaram de aspecto. Com isso concluirá facilmente que sofreram uma **transformação**.

Essa transformação pode traduzir-se por:

- Mudança do estado físico;
- Mudança na textura;
- Mudança de cor;
- Libertação de gás;
- Formação de novas substâncias.

O conjunto de transformações observadas nestas experiências permite o aluno registar dois aspectos importantes.

Um deles é que, por vezes, se obtêm de novo as substâncias iniciais, como por exemplo, caso do aquecimento do iodo. O que o leva a concluir que ela sofreu uma **transformação física**.

O outro aspecto a registar é que, nalgumas situações, se criam novas substâncias à custa das iniciais como por exemplo, caso do aquecimento do dicromato de amónio. Dirá então, que ela sofreu uma **transformação química**.

## V – *Electrólise da água*

### Objectivo da aplicação:

- Obter o Oxigénio e o Hidrogénio através da decomposição da água.

### Introdução:

As substâncias que se formaram, o cobre e o hidrogénio, resultam de reacções químicas provocadas pela passagem da corrente eléctrica na solução. Quando uma corrente eléctrica passa numa solução (ou num líquido) e provoca reacções químicas diz-se que deu uma **electrólise**. Na electrólise, a decomposição dá-se junto de cada lâmina, designada por **eléctrodo**. O eléctrodo positivo é chamados **ânodo** e o eléctrodo negativo **cátodo**.

Uma **electrólise** muito importante é a que permite obter a **decomposição da água**, isto é, a separação dos componentes da água.

Essa decomposição da água pode ser realizada, por exemplo, dissolvendo hidróxido de sódio, uma substância que se vende nas farmácias e drogarias. Quando a corrente eléctrica passa através da solução de hidróxido de sódio dá-se um conjunto de reacção química cujo resultado global é a obtenção de duas substâncias gasosas a partir da água: o oxigénio e o hidrogénio.

Esta decomposição da água por acção da corrente eléctrica, ou **electrólise da água**, teve uma importância muito grande na história da Ciência, uma vez que mostrou que a água é uma substância que se pode decompor noutras substâncias composto por  $O_2$  e  $H_2$ .

A electrólise da água é utilizada industrialmente para obter o hidrogénio necessário ao fabrico do amoníaco, composto que é a matéria-prima da indústria dos adubos azotado.

Usa-se ainda a electrólise, para refinar o cobre, para fazer a extracção do alumínio e para recobrir objectos com camadas metálica, por exemplo de prata ou de cobre.

### Materiais e reagentes utilizadas:

#### Decomposição da água por acção da electricidade<sup>5</sup>

---

<sup>5</sup> -PEREIRA, Alda; GONSALVES, Conceição. Eu gosto de química – 8º ano. Texto editora, LDA. Lisboa, 1994.

**Materiais:**

Um gobelé de 100 ml;

Duas barras de grafite;

Um voltâmetro, isto é, um recipiente de vidro ou plástico que, no fundo, seja atravessado por duas barras iguais;

Dois tubos de ensaio;

Uma fonte de alimentação de 6V (corrente contínua);

Fios de ligação e interruptor;

Pavios;

Proveta de 10 ml;

Uma lâmpada ou outro aparelho que permita verificar se há passagem da corrente eléctrica.

**Reagentes:**

Ácido sulfúrico diluído;

Água desmineralizada.

**Procedimento:**

1. Coloca água destilada dentro do gobelé até acerca de  $\frac{2}{3}$  da sua altura;
2. Com a ajuda do professor, monta um circuito eléctrico;
3. Fecha o circuito e observa a lâmpada;
4. Mede aproximadamente  $5\text{ cm}^3$  de uma solução diluída de ácido sulfúrico e adiciona-a à água. Fecha novamente o circuito e observa a lâmpada;
5. Transfere para o voltâmetro a água acidulada e faz as ligações;
6. Enche os tubos de ensaio com água acidulada. Coloca um dedo no tubo de um dos tubos de ensaio, para que não fique ar no tubo. Inverte esse tubo e coloca-o sobre uma das barras de grafite;
7. Repete este procedimento para o outro tubo;
8. Fecha o circuito e quando um dos tubos estiver cheio de gás, desliga a fonte de alimentação;
9. Aproxima um pavio em chama do tubo de ensaio que está completamente cheio de gás. Aproxima do outro um pavio incandescente.

**Nota:** Deves ter em atenção que os tubos de ensaio, depois de retirados de dentro do voltâmetro, só devem ser invertidos depois de fazeres o reconhecimento do gás.

**Obs:** *Por falta de materiais, não foi possível a realização dessa experiência.*

### **Conclusão:**

Depois da realização dessa experiência o aluno certamente verificará que a água só se torna condutora depois da adição de um pouco de ácido. É necessária a adição deste para que a própria água possa sofrer os efeitos da passagem da corrente eléctrica.

Durante as experiências, ele deverá ter observado que num dos 1º tubos foi recolhido um gás que ardeu (gás combustível) **o hidrogénio**. Ao arder, foi produzido um silvo característico da mistura de hidrogénio com o ar. No outro tubo, o gás recolhido foi identificado pela sua comburência – **oxigénio**.

Deverá ter verificado ainda que o volume de hidrogénio produzido, no mesmo tempo, é duas vezes superior ao volume de oxigénio.

No final da actividade, os tubos de ensaio contêm oxigénio e hidrogénio que não existiam quando fechaste o circuito. Ou seja, a água sofreu uma transformação por acção da corrente eléctrica, decompondo-se em hidrogénio e oxigénio gasosos.



## VI – Solubilidade e precipitação de sais

### Objectivos da aplicação:

- Com esta aplicação pretende-se que o aluno verifique que uns sais iónicos são solúveis em água e outros não;
- Também que ao juntar duas soluções que contenham iões, os iões de carga contrária associam-se para formar um sólido, ou, um sal insolúvel que precipita reacções de precipitação.
- Traduzir por equações químicas algumas reacções de precipitação.

### Introdução:

A propósito de sais, já foi referido o facto destes, quando dissolvidos na água, originarem soluções condutoras da corrente eléctrica. Também é do teu conhecimento que a água do mar é salgada, devido aos diversos sais que nela se encontram dissolvidos em percentagens diferentes, sendo o cloreto de sódio o mais abundante.

Quando se sopra com uma palhinha para dentro de uma solução de água de cal, observa-se uma turvação de cor esbranquiçada. Esta turvação de cor esbranquiçada é um **precipitado**.

A reacção química que ocorre é uma **precipitação**.

Na reacção química de turvação da água de cal, os reagentes são o dióxido de carbono originado pela nossa respiração e o hidróxido de cálcio (água de cal). Os produtos da reacção são o carbonato de cálcio e a água.

A solução de *hidróxido de cálcio* é **solúvel em água**, por isso a água de cal apresentava um aspecto límpido.

O *carbonato de cálcio* é **insolúvel em água** e por essa razão se separa dela, aparecendo no estado sólido sob a forma de um precipitado.

O carbonato de cálcio apresenta-se primeiro em suspensão no líquido e deixando-o em repouso alguns minutos, deposita-se no fundo.

As soluções são límpidas, pois as partículas do soluto se encontram dispersas entre as partículas do solvente e são tão pequenas que não se vêem.

Quando se forma um produto insolúvel, as partículas do pretense soluto não conseguem insinuar-se entre as moléculas do solvente e agrupam-se formando pedaços sólidos, o precipitado, que se destaca do líquido.

Quando, da reunião de duas soluções, puderem resultar apenas produtos solúveis, não ocorre precipitação. Quando, pelo menos um dos produtos é insolúvel (ou pouco solúvel), então forma-se um precipitado.

Uma propriedade importante de muitos sais é a de serem solúveis em solventes adequados. O solvente mais usual é a água, por isso vamos referir-nos a **solução aquosas**.

A quantidade máxima de um sal que se dissolve numa dada quantidade do solvente, isto é, que origina uma solução **saturada**, indica-nos a **solubilidade do sal**.

Existem sais muito solúveis na água (caso do cloreto de sódio) e outros pouco solúveis (caso do carbonato de cálcio). A este último, os químicos costumam designá-los por **insolúveis**.

Os sais são compostos iónicos formados por iões positivos e iões negativos, de tal modo que as cargas se compensam.

Na solução aquosa de um sal, os iões encontram-se soltos, com movimentos desordenados entre as moléculas de água.

## **Materiais e reagentes utilizadas:**

### **Solubilidade e precipitação de sais**

#### **Actividade pré-laboratorial:**

Preparação das soluções:

- Iodeto de sódio;
- Nitrato de chumbo.

#### **Materiais:**

3 Tubos de ensaios;

Conta-gotas;

Papel de filtro.

Cápsula de pétri;

1 Copo;

Espátulas;

Funil.

### Reagentes:

Água desmineralizada;

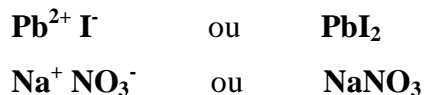
Iodeto de sódio;

Nitrato de chumbo.

### Procedimento:

1. Num tubo de ensaio colocar um pouco de solução aquosa de iodeto de sódio.  
Com um conta-gotas deitar progressivamente gotas de solução aquosa de nitrato de chumbo, até aparecer o precipitado;
2. Executar uma decantação seguida de filtração para recolher o precipitado.  
Colocar o sólido obtido numa cápsula de pétri para secar;
3. Vais adivinhar que sal é esse precipitado.  
Na solução de nitrato de chumbo existem os iões:  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{NO}_3^-$ .  
Na solução de iodeto de sódio existem os iões:  $\text{Na}^+$  e  $\text{I}^-$ .

O precipitado poderá ser um destes sais:



4. Para te certificares de qual destes sais é o precipitado vais testar a solubilidade de cada um na água.  
Num tubo de ensaio coloca um pouco de nitrato de sódio, junta água e agita.  
Noutro tubo de ensaio coloca um pouco de iodeto de chumbo, junta água e agita.

### Cálculos auxiliares:

**A – Iodeto de Sódio (NaI)**

Dados:

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$C = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = ?$$

$$M(\text{NaI}) = 150,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Ar}(\text{Na}) = 23,0 \text{ uma}$$

$$\text{Ar}(\text{I}) = 127,0 \text{ uma}$$

$$M(\text{NaI}) = \text{Ar}(\text{Na}) + \text{Ar}(\text{I})$$

$$\Leftrightarrow M(\text{NaI}) = 23,0 \text{ uma} + 127,0 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{M(\text{NaI}) = 150 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

Como  $C = n / V$ , então:

$$n = C \times V$$

$$\Leftrightarrow n = 1,0 \text{ mol/dm}^3 \times 0,05 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,05 \text{ mol}}$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$m = n \times M$$

$$\Leftrightarrow m = 0,05 \text{ mol} \times 150 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{m = 7,5 \text{ g}}$$

**B – Nitrato de Chumbo  $[Pb(NO_3)_2]$**

Dados:

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$C = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = ?$$

$$M[Pb(NO_3)_2] = 230,42 \text{ g/mol}$$

$$Ar(Pb) = 106,42 \text{ uma}$$

$$Ar(N) = 14,0 \text{ uma}$$

$$Ar(O) = 16,0 \text{ uma}$$

$$Mr[Pb(NO_3)_2] = Ar(Pb) + 2 \times Ar(N) + 6 \times Ar(O)$$

$$\Leftrightarrow Mr[Pb(NO_3)_2] = 106,42 \text{ uma} + 2 \times 14 \text{ uma} + 6 \times 16 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{Mr[Pb(NO_3)_2] = 230,42 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

Como  $C = n / V$ , então:

$$n = C \times V$$

$$\Leftrightarrow n = 1,0 \text{ mol/dm}^3 \times 0,05 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,05 \text{ mol}}$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$m = n \times M$$

$$\Leftrightarrow m = 0,05 \text{ mol} \times 230,42 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{m = 11,521 \text{ g}}$$

**Factos observados:**

- Observação progressivamente da formação de uma turvação (cor amarela) cada vez mais intensa;

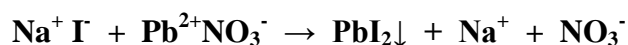
- Após a execução da decantação seguida de filtração, houve a obtenção de um líquido incolor e de um sólido amarelada.

### **Resultados obtidos:**

- Formação de uma turvação de cor amarelada;
- Obtenção de um líquido incolor e de um sólido amarelado;
- O líquido incolor e o sólido amarelado, pode ser *Nitrato de Sódio* ou *Iodeto de Chumbo*;
- O precipitado poderá ser um desses sais (por falta de reagentes não foi possível testar o precipitado).

### **Análise de resultados e conclusão:**

O aluno vai ver que um dos sais não é solúvel em água, então será o precipitado. Está então em condições de escrever a equação química que traduz esta reacção:



## VII – Soluções ácido-base – Suas propriedades

### Objectivo da aplicação:

- Identificação de soluções ácidas, de soluções básicas e de soluções neutras pela mudança de cor dos indicadores.

### Introdução:

A diversidade de substância existentes, quer na Natureza, quer preparadas laboratorialmente, é muito grande.

Perante esta multiplicidade de substâncias tornou-se necessário catalogá-las, organizando-as em famílias de acordo com as suas características, para tornar mais simples o seu estudo.

Assim, já deves ter ouvido falar em **ácidos**, existente em muitas soluções do nosso dia-a-dia, como no caso da laranja, limão, vinagre, entre outras.

Os ácidos, para além de serem azedos e conduzem a corrente eléctrica, reagem, de um modo geral, com os metais e atacam o calcário. Necessitam de cuidados especiais no seu manuseamento, dado que são muito corrosivos e provocam queimaduras.

O seu poder corrosivo manifesta-se, nomeadamente, na corrosão das pontes metálicas, automóveis, monumentos de natureza calcária, entre outras.

Com características contrárias às dos ácidos, existe uma outra família de substâncias designadas por **bases**. Estas substâncias, em solução aquosa, originam **soluções alcalinas ou básicas**.

As bases constituem uma família de substâncias que em solução são amargas, escorregadias ao tacto, por vezes corrosivas e condutoras da corrente eléctrica. Encontramos bases em diversos produtos do nosso dia-a-dia, como por exemplo, na lixívia, nos detergentes, nas pastas dentífricas e nos medicamentos antiácidos.

Existem substâncias que, em contacto com soluções ácidas ou alcalinas, mudam de cor, sendo, por isso, utilizadas para indicar o carácter ácido ou alcalino de uma solução. Estas substâncias designam-se por **indicadores**.

Como deves compreender, nos laboratórios de química recorre-se com frequência ao uso de indicadores, entre os quais o **tornesol**, a **fenolftaleína** e o **indicador universal**<sup>6</sup>.

---

<sup>6</sup> - MACIEL, Noémia; MIRANDA, Ana. Eu e a Química. Físico Química 8º ano. Porto editora. Portugal, 1998.

O ácido sulfúrico, o ácido clorídrico e o ácido nítrico são ácidos mais utilizados em laboratório, enquanto que as bases mais usadas são hidróxido de sódio, hidróxido de potássio e hidróxido de cálcio.

## **Materiais e reagentes utilizadas:**

### **Ação de soluções de uso comum na cor da fenolftaleína e tornesol<sup>7</sup>.**

#### **Materiais:**

- 10 Tubos de ensaio;
- 2 Suportes de tubos de ensaio;
- 1 Conta gotas.

#### **Reagentes:**

- Sumo de limão;
- Vinagre;
- Água;
- Solução de sabão;
- Lexivia;
- Azul de tornesol;
- Fenolftaleína.

#### **Procedimento:**

1. Em 5 tubos de ensaio **A, B, C, D e E**, colocar respectivamente igual quantidade de sumo de limão, vinagre, água, solução de sabão e lixívia;
2. Com um conta-gotas adicionar 2 gotas de tornesol a cada um dos tubos;

#### **Factos observados:**

- No tubo **A**, o sumo de limão fez com que a cor do tornesol passasse de azul para vermelho;

---

<sup>7</sup> -MALM, L.E., Manual de laboratório para Química – Ciência experimental, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, Portugal;

-VOGEL, A. I., 1978, “Análise Química Quantitativa”, 5.ª edição, LTC.

- No tubo **B**, o vinagre fez com que a cor do tornesol passasse de azul para vermelho;
- Nos tubos **C**, **D** e **E**, a cor azul do tornesol manteve-se.

**Resultados obtidos:**

Soluções	Cor observada
Sumo de limão	Vermelho
Vinagre	Vermelho
Água	Azul
Solução de sabão	Azul
Lixívia	Azul

3. Em 5 outros tubos de ensaio **F**, **G**, **H**, **I** e **J**, colocar respectivamente igual quantidade de sumo de limão, vinagre, água, solução de sabão e lixívia;
4. Com um conta-gotas adicionar duas gotas de fenolftaleína a cada um dos tubos.

**Factos observados:**

- Nos tubos **I** e **J**, o detergente e a lixívia fizeram com que a cor da fenolftaleína passasse de incolor para carmim, (pouco minutos depois a lixívia tornou-se incolor);
- Nos tubos **F**, **G** e **H** que continham sumo de limão, vinagre e água, a fenolftaleína permaneceu incolor.

**Resultados obtidos:**

Soluções	Cor observada
Sumo de limão	Incolor
Vinagre	Incolor
Água	Incolor
Solução de sabão	Carmim
Lixívia	Carmim



### Análise de resultados e conclusão:

As soluções que viram a cor do tornesol para vermelho e não viram a fenolftaleína existem propriedades *ácidas*. As soluções que viram a fenolftaleína para carmim e não viram a cor de tornesol são *básicas ou alcalinas*. As que não viram a cor de fenolftaleína nem a cor do tornesol são as que existem propriedades *neutras*.

Tubos	Soluções	Indicador	Cor observada	Carácter químico
A	Sumo de limão	Tornesol	Vermelho	Ácido
B	Vinagre	Tornesol	Vermelho	Ácido
C	Água	Tornesol	Azul	Neutro
D	Solução de sabão	Tornesol	Azul	Base
E	Lixívia	Tornesol	Azul	Base
F	Sumo de limão	Fenolftaleína	Incolor	Ácido
G	Vinagre	Fenolftaleína	Incolor	Ácido
H	Água	Fenolftaleína	Incolor	Neutro
I	Solução de sabão	Fenolftaleína	Carmim	Base
J	Lixívia	Fenolftaleína	Carmim	Base

O aluno começa por reconhecer a existência de substâncias que nos indicam a diferença de carácter químico das soluções – *os indicadores*.

Estas substâncias exibem cores diferentes consoante o meio em que se encontram.

Depois, com o auxílio do professor, que lhe indicará a cor dos indicadores em meio ácido e básico, ele ficará com uma primeira noção de soluções que exibem *propriedades ácidas*, de soluções que exibem *propriedades básicas* e de soluções que exibem *propriedades neutras* (nem exibem propriedades ácidas nem propriedades básicas).

## VIII – Escala de pH

### Objectivos da aplicação:

- Graduação do carácter ácido ou básico de uma solução aquosa por intermédio de indicadores;
- Utilização do indicador couve roxa, do papel indicador universal e do pH-metro.

### Introdução:

Já sabemos definir soluções ácidas e soluções básicas e conhecemos algumas das propriedades que caracterizam qualquer destas soluções.

Assim as soluções alcalinas têm um conjunto de características comuns, diferentes das soluções ácidas.

No entanto, os ácidos não são todos iguais, o mesmo se passando com as bases: há ácidos mais fortes que outros e bases com carácter alcalino mais acentuado do que outras.

Para diferenciar todas estas soluções, desde as mais ácidas até às mais alcalinas, passando pelas soluções neutras, os químicos definiram **a escala de pH**, que é um processo de medir a maior ou menor acidez ou maior ou menor basicidade de uma solução. O pH de uma solução pode ser determinado utilizando um **indicador universal**, que é uma mistura complexa de vários indicadores. Apresenta-se geralmente na forma de uma fita de papel acompanhado de uma escala de cores.

A escala de cores corresponde uma escala numérica – a escala de pH, escala essa que em aproximação, vamos considerar definida entre **0** e **14**.

Os diferentes valores de pH têm o seguinte significado:

- ✓ Valores inferiores a **7**: a solução tem carácter **ácido**;
- ✓ Valor igual a **7**: a solução é **neutra**, isto é, não é ácida nem básica;
- ✓ Valores superiores a **7**: a solução tem carácter **básico**.

Na grande maioria dos casos, o pH não é inferior a **0** nem superior a **14**. Quanto mais próximo de **0** for o valor do pH, maior é a acidez da solução (mais ácido). Quanto mais próximo de **14** for o valor do pH, maior é a basicidade ou alcalinidade da solução (mais básico). Quando o pH = **7**, a solução é neutra (nem ácida nem básica).

O pH também pode ser determinado utilizando aparelhos vulgarmente designados por medidores de pH.

## **Materiais e reagentes utilizadas:**

### **Escala de pH<sup>8</sup>**

#### **Experiência A:**

##### **Materiais:**

4 Tubos de ensaio;  
Conta-gotas;  
Papel indicador universal;  
PH-metro.

##### **Reagentes:**

Ácido clorídrico;  
Hidróxido de sódio.

##### **Procedimento:**

1. Colocar igual quantidade de água nos 4 tubos;
2. No tubo **A** colocar 4 gotas de **HCL**;
3. No tubo **B** colocar 2 gotas de **HCL**;
4. No tubo **C** colocar 1 gota de **NaOH**;
5. No tubo **D** colocar 3 gotas de **NaOH**.

##### **Factos observados:**

- Depois de colocar as gotas de HCL e NaOH na água dentro do tubo de ensaio, as soluções permaneceram incolor.

---

<sup>8</sup> - MALM, L.E., Manual de laboratório para Química – Ciência experimental, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, Portugal;  
-VOGEL, A. I., 1978, “Análise Química Quantitativa”, 5.<sup>a</sup> edição, LTC.

**Resultados obtidos:**

<b>Tubo</b>	<b>Papel Ind. Universal</b>	<b>pH metro</b>
<b>A</b>	Vermelho	1
<b>B</b>	Vermelho alaranjado	2
<b>C</b>	Amarelo esverdeado	8
<b>D</b>	Verde-escuro azulado	13

**Análise de resultados e conclusão:**

O aluno através desta actividade verificará que é possível, recorrendo a indicadores, graduar a acidez ou basicidade de uma solução aquosa, isto é, saber se uma dada solução aquosa é mais ou menos ácida que a outra ou mais ou menos básica que a outra.

O aluno ao introduzir mais gotas de solução num tubo do que no outro começa a ter uma primeira percepção de que o pH está relacionado com a concentração da solução. Verificará que quanto maior for a concentração (maior o número de gotas) menor será o pH, isto para soluções ácidas. E quando maior for a concentração das soluções básicas maior será o seu pH.

Esta actividade pode ser complementada com outros exemplos, como a preparação de uma limonada, em que consoante a quantidade de limão adicionada à mesma quantidade de água ela será mais ou menos ácida.

**Experiência B:****Materiais:**

8 Copos de vidro;

Medidor de pH;

Papel indicador universal.

**Reagentes:**

Sumo de limão;

Coca-Cola;

Água mineral;

Água desmineralizada;

Água de sabão;

Pasta dentífrica;

Lixívia;

Vinagre;

Couve rocha.

### Procedimento:

- 1. Couve roxa:** Deitar duas gotas de solução do indicador couve roxa em cada copo com as soluções a analisar e registar as observações. Servindo-se do código de cores tabelado, fazer corresponder o valor do pH para cada solução;
- 2. Ph-metro:** Mergulhar o eléctrodo do medidor de pH no copo com a solução a analisar e registar o valor indicado. Repetir o procedimento para cada solução.
- 3. Papel indicador universal:** Colocar uma ou duas gotas da solução a testar sobre uma tira de papel indicador universal e comparar a cor da fita com a escala de cores. O valor do pH é o correspondente à cor mais próxima da do indicador. Repetir o procedimento para cada solução.

### Factos observados:

- Sumo de limão, antes era amarelo claro, passou a ser vermelho. pH = 2;
- Não houve alteração na Coca-Cola, permaneceu vermelho/rosa. pH = 4;
- Água mineral, antes era incolor, passou a ser roxo. pH = 6,39;
- Água destilada, antes era incolor, passou a ser roxo. pH = 7,59;
- Água de sabão, antes era incolor, passou a ser azul. pH = 7,80;
- Pasta dentífrica, antes era branca, passou a ser roxo/esverdeado. pH = 8,85;
- Lixívia, antes era incolor, passou a ser verde. pH = 11;
- Vinagre, antes era amarelo claro, passou a ser rosa. pH = 3,5.

### Resultados obtidos:

Solução	Sumo de limão	Vinagre	Coca-Cola	Água mineral	Água destilada	Água de sabão	Pasta dentífrica	Lexivia
Couve roxa (indicador)	Vermelho	Rosa	Vermelho/rosa	Roxo	Roxo	Azul	Roxo/esverdeado	Verde
Pape ind. Univ.	2	2/4	3	7	7	8	8	9
pH metro	2	3.5	4	6.39	7.59	7.80	8.85	11
Classificação de solução resultante	Ácido	Ácido	Ácido	Neutro	Neutro	Base	Base	Base

### Escala de pH

Acidez crescente		Basicidade crescente	
0	Soluções ácidas $\text{pH} < 7$	7 Soluções neutras $\text{pH} = 7$	Soluções básicas $\text{pH} > 7$ 14

#### **Análise de resultados e conclusão:**

Aqui o aluno, já com o conhecimento de que substância ácida é aquela que em solução aquosa exibe propriedades ácidas e que substância alcalina (básica) é aquela que em solução aquosa exibe propriedades alcalinas (básicas), vai aperceber-se dos diferentes graus de acidez e basicidade dessas soluções.

O aluno sentirá que para medir estes diferentes graus de acidez e basicidade, há necessidade de usar um método que além da diferenciação ácido/base nos dá também a diferenciação de mais ou menos ácido (ou básico). Por isso os químicos estabeleceram uma escala numérica chamada escala de pH.

## ***IX – Titulações ácido-base***

### **Objectivos da aplicação:**

- Determinar a concentração de um ácido ou de uma base por reacção com uma base ou um ácido de concentração rigorosamente conhecida;
- Executar uma titulação ácido-base de NaOH, com recurso a um indicador.

### **Introdução:**

Uma das aplicações mais correntes da reacção ácido-base é a determinação da concentração de um ácido (ou de uma base) por reacção com uma base (ou um ácido) de concentração rigorosamente conhecida.

Este procedimento é conhecido como *titulação ácido-base*<sup>9</sup> e a solução cuja concentração é conhecida, é designada solução padrão.

A reacção processa-se enquanto houver excesso de ácido (ou de base), ou seja, até que sejam adicionadas quantidades equivalentes das duas soluções, atinge-se nessa altura o ponto de equivalência. Mede-se rigorosamente o volume de uma das soluções que se coloca numa balão Erlenmeyer e sobre ela deixa-se gotejar de uma bureta a outra solução, até que se considere atingindo o ponto de equivalência.

Do ponto de vista prático, a detecção do ponto de equivalência pode fazer-se usando um indicador apropriado, que, mudando de cor para um valor de PH, o mais próximo possível do ponto de equivalência, assinala o fim da titulação.

Como foi referido anteriormente, os indicadores mudam de cor ao longo de uma zona e não a um valor bem determinado. Nem sempre o fim da titulação marcado pelo indicador – ponto final – coincide com o ponto de equivalência.

Como o método se baseia na variação do PH no decurso da titulação, será importante um estudo mais detalhado da reacção.

### **Materiais e reagentes utilizadas:**

#### **Execução de uma titulação ácido-base de NaOH, com recurso a um indicador.**

---

<sup>9</sup> -PEREIRA, Alda; CAMOES, Filomeno. Química complementar – 10º/11ºano quimicotécnica. Texto Editora. Lisboa, 1992.

### **Experiência A:**

#### **Preparação de solução<sup>10</sup>:**

##### **Materiais:**

Balança analítica ou semianalítica;

Proveta graduada;

Balão aferido de 100 ml;

Copo de vidro de 200 ml.

##### **Reagentes:**

Ácido clorídrico;

Hidróxido de sódio;

Água desmineralizada.

##### **Procedimento:**

1. Preparar por diluição, uma solução de ácido clorídrico 0,100 M. Meça com uma proveta graduada o volume de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar 100 ml de uma solução aquosa deste ácido 0,1 M.. Transfira este volume para um balão aferido de 100 ml e perfaça o volume com água desmineralizada até a marca.
2. Preparar por dissolução, uma solução de hidróxido de sódio de aproximadamente 0,100 M. Pese num copo de vidro de 200 ml a quantidade de NaOH necessária para preparar 100 ml de uma solução 0,100 M. Dissolva o produto sólido em água desmineralizada e transfira a solução para um balão aferida de 100 ml. Perfaça o volume com água desmineralizada até a marca.

### **Experiência B:**

#### *Titulação do ácido Clorídrico*

##### **Materiais:**

Balão erlenmeyer;

---

<sup>10</sup> - MALM, L.E., Manual de laboratório para Química – Ciência experimental, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, Portugal;  
-VOGEL, A. I., 1978, “Análise Química Quantitativa”, 5.<sup>a</sup> edição, LTC.



Conta-gotas.

**Reagentes:**

Hidróxido de sódio;

Ácido clorídrico;

Fenolftaleína.

**Procedimento:**

1. Transfira 20 mL de solução 0,100 M de HCl para uma Erlenmeyer e adicionar 3 gotas de indicador fenolftaleína;
2. Titular a solução anterior, usando como titulante uma solução aquosa aferida 0,100 M de NaOH;
3. Repita o procedimento anterior até obter uma concordância entre dois ensaios de um valor  $\leq 0,5$  mL;
4. Calcular a concentração do ácido.

**Cálculos auxiliares:**

Dados: *Ácido Clorídrico ( $\text{NH}_3$ )*

37 %

$\rho = 1 \text{ L} \cong 1,19 \text{ kg}$

$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$

Fórmulas:

$$\rho = m_{\text{solução}} / V \quad ; \quad \% = (m_{\text{solute}} / m_{\text{solução}}) \times 100$$

Resoluções:

Como  $\rho = m_{\text{solução}} / V$ , então:  $1,19 \text{ kg} = m_{\text{solução}} / 1 \text{ dm}^3$

$$\Leftrightarrow m_{\text{solução}} = 1,19 \text{ kg} \times 1 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow m_{\text{solução}} = 1,19 \text{ kg} \quad \Leftrightarrow \underline{m_{\text{solução}} = 1190,0 \text{ g}}$$

Como  $\% = (m_{\text{solute}} / m_{\text{solução}}) \times 100$ , então:  $37 \% = (m_{\text{solute}} / 1190,0) \times 100$

$$\Leftrightarrow 37 \% \times 1190,0 = m_{\text{solute}} \times 100$$

$$\Leftrightarrow m_{\text{solute}} = (37 \% \times 1190,0) / 100$$

$$\Leftrightarrow \underline{m_{\text{solute}} = 440,3 \text{ g}}$$

Dados:

$\text{Ar}(\text{H}) = 1,0 \text{ uma}$

$V = 1,0 \text{ dm}^3$

$\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ uma}$

$C = ?$

$$m = 440,3 \text{ g}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$Mr(\text{HCl}) = Ar(\text{H}) + Ar(\text{Cl})$$

$$\Leftrightarrow Mr(\text{HCl}) = 1,0 \text{ uma} + 35,5 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{Mr(\text{HCl}) = 36,5 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

$$\text{Como } n = m / M, \text{ então:} \quad n = m / M$$

$$\Leftrightarrow n = 440,3 \text{ g} / 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 12,08 \text{ mol}}$$

$$\text{Como } C = n / V, \text{ então:} \quad C = n / V$$

$$\Leftrightarrow C = 12,08 \text{ mol} / 1,0 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{C = 12,08 \text{ mol/dm}^3}$$

Dados:

$$C_i = 12,08 \text{ mol/dm}^3$$

$$C_f = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_i = ?$$

$$V_f = 100 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f, \text{ então: } V_i = (C_f \times V_f) / C_i$$

Resoluções:

$$\Leftrightarrow V_i = (0,10 \text{ mol/dm}^3 \times 100 \text{ ml}) / 12,08 \text{ mol/dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{V_i = 0,83 \text{ ml}}$$

### *Hidróxido de Sódio (NaOH)*

Dados:

$$V = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$C = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = ?$$

$$M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g/mol}$$

$$Ar(\text{Na}) = 23,0 \text{ uma}$$

$$Ar(\text{H}) = 1,0 \text{ uma}$$

$$Ar(\text{O}) = 16,0 \text{ uma}$$

$$Mr(\text{NaOH}) = Ar(\text{Na}) + Ar(\text{O}) + Ar(\text{H})$$

$$\Leftrightarrow Mr(\text{NaOH}) = 23,0 \text{ uma} + 16,0 \text{ uma} + 1,0 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{Mr(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

Como  $C = n / V$ , então:

$$n = C \times V$$

$$\Leftrightarrow n = 1,0 \text{ mol/dm}^3 \times 0,1 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 0,01 \text{ mol}}$$

Como  $n = m / M$ , então:

$$m = n \times M$$

$$\Leftrightarrow m = 0,01 \text{ mol} \times 40,0 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{m = 0,4 \text{ g}}$$

#### Factos observados:

- A solução aquosa de Hidróxido de sódio (NaOH) e de Ácido clorídrico (HCl) é incolor;
- Depois de adicionar a fenolftaleína em ácido clorídrico, a sua solução continua a permanecer incolor;
- Durante a titulação a solução começa a mudar de cor lentamente (passa a ser rosa).

#### Resultados obtidos:

<i>Solução</i>	<i>1º Ensaio Volume (ml)</i>	<i>2º Ensaio Volume (ml)</i>	<i>3º Ensaio Volume (ml)</i>
<b>NaOH</b>	15,4	15,6	15,5
<b>HCl</b>	20,0	20,0	20,0

#### Análise de resultados e conclusão:

Ao adicionar NaOH cuidadosamente de uma bureta para um Erlenmeyer contendo solução de solução HCl até que se atinja o ponto de equilíbrio, o aluno poderá concluir que o ácido reagiu completamente com a base, neutralizando-a. Este ponto é geralmente detectado pela variação brusca da cor de um indicador que foi adicionado à solução ácida.

Ele concluirá ainda, que no ponto de equivalência, todo o HCl presente foi neutralizado pelo NaOH adicionado e a solução ainda é incolor. No entanto, se adicionar mais uma gota de solução de NaOH da bureta, a solução torna-se-á imediatamente carmim visto a solução estar agora básica.

## ***X – Equilíbrio Químico – Principio de Le Chatelier***

### **Objectivo da aplicação:**

- Estudar a variação do equilíbrio químico, quando se provoca uma alteração na quantidade de amoníaco presente no equilíbrio.

### **Introdução:**

São poucas as reacções químicas que se dão numa única direcção. A maioria das reacções é reversível em maior ou menor extensão. No início de um processo reversível, a reacção dá-se no sentido da formação dos produtos. Logo que se formam algumas moléculas de produtos, começa a ter lugar o processo inverso, isto é, começam a formar-se moléculas de reagente a partir de moléculas de produto. Quando as velocidades das reacções directa e inversa forem iguais e as concentrações dos reagentes e dos produtos não variarem com o tempo, atinge-se o ***equilíbrio químico***.

Num equilíbrio químico os reagentes e os produtos são substâncias diferentes. O equilíbrio entre duas fases da mesma substância é chamado ***equilíbrio físico*** porque as variações que ocorrem são processos físicos. A vaporização de água num recipiente fechado a uma dada temperatura é um exemplo de um equilíbrio físico. Neste caso, o número de moléculas de água que deixa a fase líquida é igual ao número de moléculas que volta para a fase líquida.

Através do estudo do equilíbrio físico podemos obter informação útil, como por exemplo a pressão de valor no equilíbrio. No entanto, os químicos estão particularmente interessados nos processos que envolvem equilíbrio químico, como é o caso da reacção reversível que envolve o dióxido de azoto ( $\text{NO}_2$ ) e o tetróxido de diazoto ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ). A extensão da reacção pode ser facilmente controlada pois  $\text{N}_2\text{O}_4$  é um gás incolor, enquanto  $\text{NO}_2$  é castanho-escuro. É esta coloração que às vezes o torna visível no ar poluído.

O estudo experimental de diversos sistemas químicos em equilíbrios tem demonstrado que, mantendo constante a temperatura, o equilíbrio é caracterizado por uma relação constante entre os produtos das concentrações das espécies químicas presentes, se tivermos em conta a estequiometria da reacção.

No caso do sistema  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{g})}$  verifica-se que o estado de equilíbrio é caracterizado pela constância da razão  $[\text{HI}]^2/[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]$  que é então designada **constante de equilíbrio  $K_c$**  desta reacção química<sup>11</sup>.

Nota-se que se convencionou que na expressão da constante de equilíbrio,  $K_c$ , **as concentrações relativas aos produtos da reacção são apresentadas no numerador**, embora a relação inversa também seja, naturalmente, constante.

Para um sistema químico em equilíbrio, a uma dada temperatura, é constante o quociente entre o produto das concentrações dos produtos, elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos, e o produto das concentrações dos reagentes, também elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos.

O efeito verificado experimentalmente na actividade realizada traduz uma regra genérica a que obedecem os sistemas em equilíbrio e conhecida como **Princípio de Le Chatelier**.

Quando se perturba um sistema em equilíbrio químico, o sistema evolui espontaneamente no sentido de contrariar a perturbação introduzida, estabelecendo-se então um novo estado de equilíbrio.

O princípio de Le Chatelier foi inicialmente estabelecido de forma empírica, em 1884, para sistema físico, como é o caso da evaporação ou da solidificação de um líquido. Verifica-se também que ele é válido para qualquer sistema químico em equilíbrio.

Usando o Princípio de Le Chatelier, pode prever-se o que ocorre num dado sistema químico, quando a concentração de um dos reagentes ou produtos é alterada, tal como na actividade experimental realizada.

## **Materiais e reagentes utilizadas:**

### **Equilíbrio químico**<sup>12</sup>.

#### **Materiais:**

Tubos de ensaio;

Suporte de tubos de ensaio;

---

<sup>11</sup> - CHANG, Raymond. Química 5ª Edição. Mc Graw – Hill de Portugal. 1994.

<sup>12</sup> -PEREIRA, Alda; CAMÕES, Filomeno. Química-10ºano. Texto editora, Elda. Lisboa, 1996.

Varetas;

Conta-gotas;

Papel azul de tornesol.

### Reagentes:

Solução aquosa de nitrato de cobre  $0,2 \text{ mol/dm}^3$ ;

Solução aquosa de amoníaco  $6 \text{ mol/dm}^3$ ,

Ácido sulfúrico  $6 \text{ mol/dm}^3$ .

### Procedimento:

1. Colocar, num tubo de ensaio, 3 ml de água desmineralizada e adicionar 6 gotas de solução aquosa de nitrato de cobre  $0,2 \text{ mol/dm}^3$ . Regista a cor da solução.
2. Adicionar ao tubo de ensaio 6 a 8 gotas de solução aquosa de amoníaco  $6 \text{ mol/dm}^3$ . Com papel azul de tornesol estimar o carácter ácido ou básico da solução. Registar também a cor desta.
3. Adicionar então 8 gotas de solução aquosa de ácido sulfúrico  $6 \text{ mol/dm}^3$ . Agitar. Com papel azul de tornesol verificar se a solução é ácida. Se não for o caso, adicionar mais algumas gotas de solução aquosa de ácido. Registar a cor da solução.

### Cálculos auxiliares:

*Nitrato de cobre  $[Cu(NO_3)_2]$*

Dados:

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$C = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = ?$$

$$M[Cu(NO_3)_2] = 187,5 \text{ g/mol}$$

$$Ar(Cu) = 63,5 \text{ uma}$$

$$Ar(N) = 14,0 \text{ uma}$$

$$Ar(O) = 16,0 \text{ uma}$$

$$Mr[Cu(NO_3)_2] = Ar(Cu) + 2 \times Ar(N) + 6 \times Ar(O)$$

$$\Leftrightarrow Mr[Cu(NO_3)_2] = 63,5 \text{ uma} + 2 \times 14 \text{ uma} + 6 \times 16 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{Mr[Cu(NO_3)_2] = 187,5 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

$$\begin{aligned} \text{Como } C = n / V, \text{ então:} \quad n &= C \times V \\ \Leftrightarrow n &= 0,2 \text{ mol/dm}^3 \times 0,05 \text{ dm}^3 \\ \Leftrightarrow n &= \underline{0,01 \text{ mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Como } n = m / M, \text{ então:} \quad m &= n \times M \\ \Leftrightarrow m &= 0,01 \text{ mol} \times 187,5 \text{ g/mol} \\ \Leftrightarrow m &= \underline{1,88 \text{ g}} \end{aligned}$$

*Amoníaco (NH<sub>3</sub>)*

Dados:

25 %

$$\rho = 1 \text{ L} \cong 0,91 \text{ kg}$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

Fórmulas:

$$\rho = m_{\text{solução}} / V \quad ; \quad \% = (m_{\text{soluto}} / m_{\text{solução}}) \times 100$$

Resoluções:

$$\begin{aligned} \text{Como } \rho = m_{\text{solução}} / V, \text{ então:} \quad 0,91 \text{ kg} &= m_{\text{solução}} / 1 \text{ dm}^3 \\ \Leftrightarrow m_{\text{solução}} &= 0,91 \text{ kg} \times 1 \text{ dm}^3 \\ \Leftrightarrow m_{\text{solução}} &= 0,91 \text{ kg} \quad \Leftrightarrow \underline{m_{\text{solução}} = 910,0 \text{ g}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Como } \% = (m_{\text{soluto}} / m_{\text{solução}}) \times 100, \text{ então:} \quad 25 \% &= (m_{\text{soluto}} / 910,0) \times 100 \\ \Leftrightarrow 25 \% \times 910,0 &= m_{\text{soluto}} \times 100 \\ \Leftrightarrow m_{\text{soluto}} &= (25 \% \times 910,0) / 100 \\ \Leftrightarrow \underline{m_{\text{soluto}} = 227,5 \text{ g}} \end{aligned}$$

Dados:

$$\text{Ar(H)} = 1,0 \text{ uma}$$

$$V = 1,0 \text{ dm}^3$$

$$\text{Ar(N)} = 14,0 \text{ uma}$$

$$C = ?$$

$$m = 227,5 \text{ g}$$

$$\text{Mr(HN}_3) = 3 \times \text{Ar(H)} + \text{Ar(N)}$$

$$M(\text{HN}_3) = 17,0 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \text{Mr(HN}_3) = 3 \times 1,0 \text{ uma} + 14,0 \text{ uma}$$

$$\Leftrightarrow \underline{\text{Mr}(\text{HN}_3) = 17,0 \text{ uma}}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

Como  $n = m / M$ , então:

$$n = m / M$$

$$\Leftrightarrow n = 227,5 \text{ g} / 17,0 \text{ g/mol}$$

$$\Leftrightarrow \underline{n = 13,38 \text{ mol}}$$

Como  $C = n / V$ , então:

$$C = n / V$$

$$\Leftrightarrow C = 13,38 \text{ mol} / 1,0 \text{ dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{C = 13,38 \text{ mol/dm}^3}$$

Dados:

$$C_i = 13,38 \text{ mol/dm}^3$$

$$C_f = 6,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_i = ?$$

$$V_f = 100 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f, \text{ então: } V_i = (C_f \times V_f) / C_i$$

Resoluções:

$$\Leftrightarrow V_i = (6,0 \text{ mol/dm}^3 \times 100 \text{ ml}) / 13,38 \text{ mol/dm}^3$$

$$\Leftrightarrow \underline{V_i = 44,84 \text{ ml}}$$

*Ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )*

Dados:

$$97 \%$$

$$\rho = 1 \text{ L} \cong 1,84 \text{ kg}$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

Fórmulas:

$$\rho = m_{\text{solução}} / V \quad ; \quad \% = (m_{\text{solute}} / m_{\text{solução}}) \times 100$$

Resoluções:



Como  $\rho = m_{\text{solução}} / V$ , então:  $1,84 \text{ kg} = m_{\text{solução}} / 1 \text{ dm}^3$   
 $\Leftrightarrow m_{\text{solução}} = 1,84 \text{ kg} \times 1 \text{ dm}^3$   
 $\Leftrightarrow m_{\text{solução}} = 1,84 \text{ kg} \quad \Leftrightarrow \underline{m_{\text{solução}} = 1840,0 \text{ g}}$

Como  $\% = (m_{\text{solute}} / m_{\text{solução}}) \times 100$ , então:  $97 \% = (m_{\text{solute}} / 1840,0) \times 100$   
 $\Leftrightarrow 97 \% \times 1840,0 = m_{\text{solute}} \times 100$   
 $\Leftrightarrow m_{\text{solute}} = (97 \% \times 1840,0) / 100$   
 $\Leftrightarrow \underline{m_{\text{solute}} = 1784,8 \text{ g}}$

Dados:

$$V = 1,0 \text{ dm}^3$$

$$C = ?$$

$$m = 227,5 \text{ g}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ g/mol}$$

Fórmulas:

$$C = n / V \quad ; \quad n = m / M$$

Resoluções:

Como  $n = m / M$ , então:  $n = m / M$   
 $\Leftrightarrow n = 1784,8 \text{ g} / 98,08 \text{ g/mol}$   
 $\Leftrightarrow \underline{n = 18,19 \text{ mol}}$

Como  $C = n / V$ , então:  $C = n / V$   
 $\Leftrightarrow C = 18,19 \text{ mol} / 1,0 \text{ dm}^3$   
 $\Leftrightarrow \underline{C = 18,19 \text{ mol/dm}^3}$

Dados:

$$C_i = 18,19 \text{ mol/dm}^3$$

$$C_f = 6,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_i = ?$$

$$V_f = 100 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f, \text{ então: } V_i = C_f \times V_f / C_i$$

Resoluções:

$$\Leftrightarrow V_i = 6,0 \text{ mol/dm}^3 \times 100 \text{ ml} / 18,19 \text{ mol/dm}^3$$

$$\Leftrightarrow V_i = 33,00 \text{ ml}$$

**Factos observados:**

- A solução de Nitrato de cobre  $[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2]$  é de cor azul;
- A solução de Amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) e de Ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) é incolor;
- Depois de adicionar 6 gotas de solução aquosa de Nitrato de cobre  $[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2]$  em 3 ml de água, a solução fica incolor;
- Ao adicionar 6 a 8 gotas de solução aquosa de Amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) no tubo de ensaio, houve uma precipitação de seguida uma solubilização de cor azul escura. Essa solução é básica, de  $\text{pH} = 10$ ;
- Com a adição de 8 gotas de solução aquosa de ácido sulfúrico, a solução volta a ser incolor e essa solução passa a ser ácida de  $\text{pH} = 1$ .

**Resultados obtidos:**

- Na realidade, forma-se numa primeira fase hidróxido de cobre que precipita, sendo de seguida solubilizado, formando-se então o ião complexo tetramino-cobre II, azul-escuro;
- Realização do ácido sulfúrico com o amoníaco, provocando uma diminuição repentina da quantidade presente de amoníaco.

**Análise de resultados e conclusão:**

Como se verificou nas actividades decorridas, ao sistema em equilíbrio ião tetraquo de cobre II/ ião tetramino-cobre II correspondia a cor azul-escuro.

A adição de ácido sulfúrico teve como efeito provocar uma diminuição repentina da quantidade presente de amoníaco, pois o ácido reage com este. Em consequência, o sistema evoluiu espontaneamente no sentido de restabelecer um novo estado de equilíbrio. Durante o período em que o sistema evoluiu, alterou-se a velocidade da reacção inversa que aumentou, levando a uma nova produção de ião tetraquo cobre II em detrimento do ião tetramino-cobre II, cuja concentração descreveu. Tal facto corresponde à diminuição da cor azul no tubo de ensaio.

Se quiser levar o sistema a adquirir novamente a cor inicial, deverá adicionar-se solução aquosa de amoníaco. Com a adição deste reagente, aumentará a concentração do amoníaco no sistema. A velocidade da reacção directa é agora incrementada e ocorrerá novamente produção do ião tetramino-cobre II, a que corresponde a cor azul-escuro.

Assim, fazemos variar a concentração de uma das substâncias no sistema em equilíbrio, o sistema evolui espontaneamente, no sentido de contrariar a alteração provocada.

## CONCLUSÃO

Com a realização deste trabalho estou certo de que os alunos do nono ano podem ganhar algumas ferramentas básicas que revista numa verdadeira ajuda para conseguir desenvolver as suas apacidades referidas anteriormente, quando colocado perante uma situação problemática que desperte o seu interesse e o empenhe autenticamente na sua resolução.

Ainda, podem conhecer os métodos de investigação mais racionais, interpretando correctamente os resultados obtidos numa prática experimental e desenvolvam ainda a capacidade de observação, programação de novas experiências e sejam capazes de colocar hipóteses, retirar conclusões e comunicá-las.

Por outro lado, é de concluir que a prática experimental de química pode ser encarada como um processo em três fases sucessivas:

- A primeira fase é a **observação**. Nesta fase o aluno observa o que se passa durante a experiência;

- A segunda fase, é a **representação**. Nesta fase o aluno descreve a experiência numa linguagem científica, recordando-se dos símbolos e equações. Esta notação simbólica contribui para simplificar a descrição e proporciona uma base de comunicação comum a todos os que estudam a Química.

- A terceira e última fase, é a **interpretação**. Nesta fase o aluno procura explicar os fenómenos observados.

## BIBLIOGRAFIA

- CHANG, Raymond. Química 5ª Edição. Mc Graw – Hill de Portugal. 1994.
- SIMOES, Teresa Sobrinho; QUEIRÓS, Maria Alexandre; SIMOES, Maria Otilde. Técnicas Laboratoriais de Química. Porto editora.
- RODRIGUES, M. Margarida R. D; DIAS, Fernando Morão Lopes. Química na Nossa Vida, Físico-química – 8ºano. Porto Editora. 1998.
- MENDONÇA, Lucinda Santos; RAMALHO, Marta Duarte. Química 8ºano. Texto Editora. Lisboa, 1994.
- PEREIRA, Alda; GONSALVES, Conceição. Eu gosto de química – 8º ano. Texto editora, LDA. Lisboa, 1994.
- MACIEL, Noémia; MIRANDA, Ana. Eu e a Química, físico-química – 8º ano. Porto editora. Portugal.
- VALENTE, Maria Odete; TEODORO, Vítor Duarte. Estudo Científico, tronco comum. Volume I. Didáctica Editora, LDA. Lisboa, Portugal.
- VOGEL, A. I., 1978, Análise Química Quantitativa, 5.ª edição, LTC.
- MALM, L.E., Manual de laboratório para Química – Ciência experimental, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, Portugal;
- POMBEIRO A.J.L., 1991 – Técnicas e Operações Unitárias em Química Laboratorial, 2ª ed., Fund. Calouste Gulbenkian, Lisboa, 1991.
- MORAIS, Ana Maria; SILVA, Irene; SOUSA, Luísa de. O meu livro de Ciência Físico-química. 8ºano – 3º ciclo. Raiz editora, LDA. 19997.
- MORAIS, Ana Maria; RIBEIRO, Luísa; SILVA, Irene. Físico-química. 8ºano. Porto editora. 19998.

-PEREIRA, Alda; CAMOES, Filomeno. Química complementar – 10º/11ºano quimicotécnica. Texto Editora. Lisboa, 1992.

-PEREIRA, Alda; CAMÕES, Filomeno. Química-10ºano. Texto editora, Elda. Lisboa, 1996.

- MACIEL, Noémia; MIRANDA, Ana. Eu e a Química. Físico Química 8º ano. Porto editora. Portugal, 1998.

# ANEXO

***A. Fotografias de alguns resultados obtidos***



**Dissolução de NaCl de 4,0**



**Diluição de NaCl de 4,0 M**



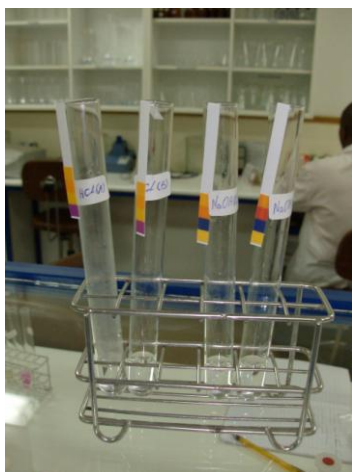
**Solução de Cu<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e NaOH**



**Solução de Cu<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**



**Soluções para o teste de pH**



**Gotas de HCl e NaOH em H<sub>2</sub>O**



**Titulação ácido-base**





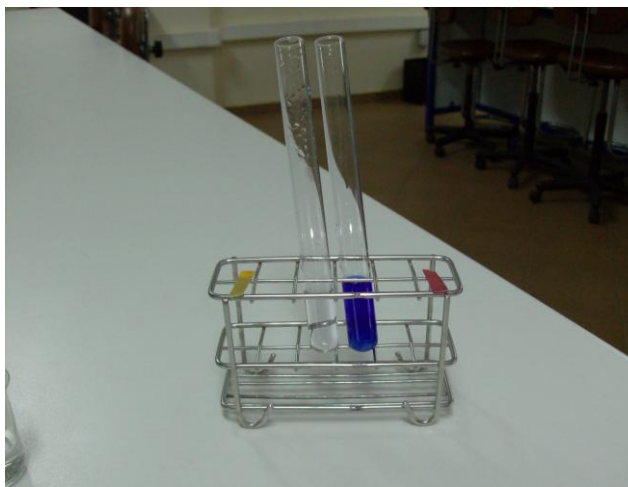
**Titulação ácido-base**



**Os três ensaios da titulação**



**Solução de  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$**



**Adição de  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{NH}_3$**

***B. Materiais e equipamento utilizados durante a pratica laboratorial***





### *C. Reagentes utilizados durante a prática laboratorial*

