



Universidade de Évora

**Mestrado em Ensino de Física e Química no 3º ciclo do Ensino Básico e
Ensino Secundário**

**Relatório da Prática de Ensino Supervisionada
na área de especialização do Mestrado em Ensino de Física e Química,
na Escola Secundária Severim De Faria**

Autora:

Maria Luísa Pinheiro Teles Duarte

Orientador:

Professor Doutor Vitor José Martins de Oliveira.

Setembro 2012



Universidade de Évora

**Mestrado em Ensino de Física e Química no 3º ciclo do Ensino Básico e
Ensino Secundário**

**Relatório da Prática de Ensino Supervisionada
na área de especialização do Mestrado em Ensino de Física e Química,
na Escola Secundária Severim De Faria**

Autora:

Maria Luísa Pinheiro Teles Duarte

Orientador:

Professor Doutor Vitor José Martins de Oliveira.

Setembro 2012

*Dedico todo o meu
trabalho a ti.
Apesar de não estares presente fisicamente,
estarás sempre presente no meu
coração.*

Agradecimentos

Muitas foram as pessoas, que contribuíram para a realização deste trabalho. Agradeço especialmente à M^a do Carmo Duarte, por ter ficado, tratado e acarinhado o meu filho durante os dias que tive de vir para Évora. Agradeço também ao meu marido, por toda a ajuda emocional, e por nunca me ter deixado desistir. Agradeço também à minha mãe, por todo o apoio que me deu. Do fundo do coração, um grande obrigado, sem vocês nada disto teria sido possível.

Ao Professor Doutor António Ramalho, pela disponibilidade, ajuda e compreensão que me deu.

Agradeço também, ao Professor Doutor Vítor Oliveira, por todo o apoio que me deu, e por me ter ensinado acima de tudo, a ser uma pessoa melhor.

À Antónia Letras por todos os conselhos que me deu.

Ao meu irmão, por todas as vezes que me fez sorrir.

Ao meu Filho, pois foi o seu sorriso, que me fez continuar esta jornada.

Relatório da Prática de Ensino Supervisionada

na área de especialização do Mestrado em Ensino de Física e Química,

na Escola Secundária Severim De Faria

Resumo

Este relatório foi elaborado no âmbito do Mestrado de ensino de Física e Química no 3º ciclo do ensino Básico e secundário, pretendendo descrever, todo o processo decorrente da Prática de ensino Supervisionada (PES) na Escola Secundária Severim de Faria.

O presente relatório é composto por uma introdução, cinco capítulos, bibliografia e anexos. Na introdução apresentam-se os objetivos para o estágio, a apresentação do núcleo de estágio bem como da escola cooperante.

No capítulo 1 faz-se o enquadramento geral, no qual se caracteriza a escola e as turmas em que o núcleo de estágio interveio. No capítulo 2, referem-se alguns aspetos teóricos, que foram importantes na planificação e condução das aulas. No capítulo 3, faz-se uma breve descrição das orientações curriculares para o 8º ano de escolaridades, caracterizam-se os manuais escolares e resume-se o trabalho feito no 8º ano durante a PES. No capítulo 4, a estrutura é similar à do capítulo 3, mas referente ao ensino secundário. No capítulo 5 é feita uma reflexão crítica, de todo o trabalho desenvolvido ao longo do ano letivo.

Palavras-chave: Ensino; Prática de ensino supervisionada; Currículo; Reflexão.

**Report of Supervised Teaching Practice in the
area of specialization of the Masters in Teaching of Physics and Chemistry,
in the Secondary School Severim De Faria**

Abstract

This report was prepared under the Master in teaching of physics and chemistry in the 3rd cycle of basic education and secondary education, intending to describe the whole process due to the Supervised Teaching Practice (PES) in the Secondary School Severim de Faria.

This report consists of an introduction, five chapters, conclusions, bibliography and appendices. The introduction presents the objectives for the stage, and the presentation of the core stage and the cooperating school. In Chapter 1 it is the general framework, which is characterized in the school and the classes in the core stage glimpsed. theChapter 2, described to some theoretical aspects that were important in planning and conducting lessons. In Chapter 3, it is a brief description of the curriculum guidelines for the eight years of schooling, characterized the textbooks, and summed up the work done in the 8th year for the PES. In chapter 4, the structure is similar to Chapter 3, but relating to secondary education. In chapter 5 is made a critical reflection of all the work done throughout the school year.

Keywords: Teaching; Practice supervised teaching; curriculum; reflection

Índice:

	Página
Agradecimentos	iv
Resumo	v
Abstract	vi
Índice de Figuras	ix
Índice de Tabelas	x
Índice de Gráficos	xi
Glossário de abreviaturas	x
Introdução	1
Capítulo 1: Enquadramento Geral	3
1.1: Caraterização da Escola	3
1.2: Caracterização das turmas	5
1.2.1:3º Ciclo do Ensino Básico	5
1.2.2: Ensino Secundário	7
Capítulo 2: Pressupostos teóricos utilizados para a planificação e condução das aulas	9
2.1:A evolução do conceito de Educação	9
2.2:Modelos didáticos de ensino	10
Capítulo 3: Ensino Básico 8º Ano	14
3.1: Programa de ensino e Orientações curriculares	14
3.2: Manuais Escolares	16
3.3:Planificação e condução das aulas	17
3.3.1: Componente de Física	19

3.3.2: Componente de Química	24
Capítulo 4: Ensino Secundário	32
4.1: Programa de ensino	32
4.1.1: Componente da Física	35
4.1.2: Componente da Química	36
4.2: Manuais escolares	37
4.3: Planificação e condução das aulas	39
4.3.1: Componente da Química	39
Capítulo 5: Reflexão crítica	46
Bibliografia	48
Anexo I- Protocolos experimentais	51
Anexo II- Fichas de Avaliação	64
Anexo III- Planos de aula do 3º Ciclo do Ensino Básico, Componente de Física	67
Anexo IV- Planos de aula do 3º Ciclo do Ensino Básico, Componente de Química	90
Anexo V- Planos de aula do Ensino Secundário	136

Índice de Figuras

Figura 1: Fachada principal da escola Secundária Severim de Faria	3
Figura 2 Esquema organizador dos quatro temas	15
Figura 3: Imagem utilizada para demonstrar a necessidade de se utilizar os símbolos químicos	29
Figura 4: Analogia para explicar as reações químicas como rearranjo de átomos	31

Índice de Tabelas

Tabela 1: Oferta formativa 2011/2012 da Escola secundária	
Severim de Faria	5
Tabela 1: Planificação Geral das componentes e unidades temáticas	
– C.F.Q.- 8ºano	18
Tabela 3: conteúdos a desenvolver na componente de Física	34
Tabela 4: conteúdos a desenvolver na componente de Química	34

Índice de Gráficos:

Gráfico 1: Idades dos alunos do 8ºA	6
Gráfico 2: Habilitações literárias dos pais	6
Gráfico 3: Disciplinas com maiores dificuldades	7
Gráfico 4: Género dos alunos do 11º CT1	7
Gráfico 5: Residência dos alunos da turma do 11º CT1	8
Gráfico 6: Habilitações literárias dos pais	8

Glossário de abreviaturas

CFQ- Ciências físico-químicas

CTSA- Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente

ESSF- Escola Secundária Severim de Faria

FQ A- Física e Química A

GPS- Global Position System

PES- Prática de Ensino Supervisionada

SI- Sistema Internacional

CN- Ciências Naturais

Introdução

"Ensinar não é transmitir dogmaticamente conhecimentos, mas dirigir e incentivar, com habilidade e método, a atividade espontânea e criadora do educando. Nessas condições, o ensino compreende todas as operações e processos que favorecem e estimulam o curso vivo e dinâmico da aprendizagem"

(SANTOS, 1961).

A *Prática de Ensino Supervisionada* é uma das etapas mais importantes do percurso académico. O Futuro professor assume agora a responsabilidade de fazer a ponte entre toda a teoria que aprendeu e a prática. É neste contexto também, que o aluno universitário se depara com a realidade do ensino em Portugal.

Este relatório procura acima de tudo fazer uma reflexão e descrição, do trabalho efetuado no âmbito da unidade curricular, *Prática de Ensino Supervisionada*, realizada no ano letivo 2011/2012 na Escola secundária Severim de Faria.

As turmas intervencionadas foram o 8.ºB, 8.ºA e o 11.º CT1.

O núcleo de estágio foi constituído pela autora deste relatório, pelo orientador cooperante Mestre António Ramalho e pelo coordenador da PES de Ensino em Física e Química da Universidade de Évora, o professor Doutor Vítor José Martins de Oliveira.

Este relatório está dividido em cinco capítulos.

No primeiro capítulo pretende-se fazer um enquadramento geral da PES, é feita a caracterização da escola onde se desenvolveu todo o trabalho, bem como das turmas intervencionadas.

No segundo capítulo descrevem-se alguns pressupostos teóricos que foram levados em conta durante a preparação e lecionação das aulas.

No terceiro, faz-se primeiramente uma breve descrição das orientações curriculares do 3º ciclo do ensino básico, bem como a descrição e reflexão das aulas em que intervim. O quarto Capítulo aborda os mesmos temas que o terceiro, mas direcionado para o ensino secundário.

No quinto e último Capítulo, faz-se uma breve reflexão sobre a PES.

No final, apresentam-se a bibliografia e anexos.

Capítulo 1: Enquadramento Geral

1.1- Caracterização da Escola.

A Escola Secundária Severim de Faria encontra-se situada na Estrada das Alcáçovas em Évora na freguesia da Horta das Figueiras.

O edifício da Escola Secundária Severim de Faria foi em 1960, o colégio Nossa Senhora do Carmo, e após dois anos passou a ser um colégio interno e externo com o nome de “Instituto Irmãs Doroteias”.

Em 1975, o edifício foi adquirido pelo ministério da educação, e em 1986 a escola adotou o nome de “ Escola Secundária Severim de Faria” (ESSF), em homenagem ao polígrafo português, Manuel Severim de Faria, o Patrono da escola.¹

Mais recentemente, em 2009, a escola foi toda modernizada pela Parquescolar.

A escola é composta por um edifício único, pavilhão gimnodesportivo, um auditório e espaços verdes envolventes.



Figura 1: Fachada principal da Escola Severim de Faria

¹ Informação retirada da página da escola: <http://www.esec-severim-faria.rcts.pt>, acedida a 23 de junho de 2012

O edifício principal é composto por quatro pisos: Cave, rés-do-chão, primeiro andar e segundo andar.

Têm vinte e duas salas normais, dez laboratórios, sendo três destes totalmente dedicados às ciências físico-químicas, dois deles à química e o outro à física. Os laboratórios encontram-se situados no segundo andar.²

Os laboratórios da escola foram todos modernizados e por isso têm excelentes condições de trabalho e segurança.

O laboratório de química é constituído por várias mesas e cadeiras; um quadro; um computador; um projetor; duas bancadas de trabalho com água e gás disponível; extintor; armários para guardar material de laboratório e reagentes; uma hotte; avisos de segurança e *posters* relacionados com a química. Os armários para guardar os ácidos têm extração de vapores.

O laboratório de física é constituído por várias mesas e cadeiras; um quadro; um computador; um projetor; duas bancadas de trabalho com água e gás disponível; extintor e vários materiais necessários à realização dos trabalhos laboratoriais.

Existem ainda outras estruturas necessárias para o bom funcionamento da escola. Nomeadamente a biblioteca, a reprografia, o bar, o refeitório, a sala de professores e o gabinete de promoção para a saúde (GPS).

Em termos organizacionais, a escola é composta por cinco órgãos de gestão: Direção, Conselho geral, Conselho Pedagógico e Conselho administrativo; Conselho dos diretores de turma e por quatro departamentos: Ciências sociais e Humanas, Matemática e ciências experimentais, Línguas e Expressões.

Esta escola possui uma variada oferta formativa desde o 3º ciclo até ao secundário.

No ensino secundário os alunos podem escolher entre os cursos Científico-Humanísticos e os cursos profissionais. No quadro seguinte apresenta-se a oferta formativa para o ensino secundário.

² Informação retirada da página da escola: <http://www.esec-severim-faria.rcts.pt>, acedida a 23 de junho de 2012

Oferta Formativa para o ensino secundário 2011/2012

Cursos Científico- Humanísticos	Cursos Profissionais
<ul style="list-style-type: none">✓ Ciências e tecnologias✓ Ciências socioeconómicas✓ Línguas e Humanidades	<ul style="list-style-type: none">✓ Técnico de turismo✓ Técnico de análises laboratoriais.✓ Técnico de jardinagem e espaços verdes.

Tabela 2: Oferta Formativa 2011/2012 da Escola Secundária Severim de Faria³

1.2- Caracterização das turmas

A caracterização de uma turma visa obter dados sobre a mesma, enquanto grupo, e dos seus membros individualmente. É uma forma de facilitar o professor, a adequar o seu método. Esta caracterização dá-nos muita informação nomeadamente sobre as condições socioeconómicas dos alunos, os seus interesses, o tempo que estudam por semana, a constituição do seu agregado familiar, se moram longe da escola.

No início do ano letivo, foram-me dadas a conhecer as turmas do Professor Dr. António Joaquim Ramalho, ao Orientador cooperante foram atribuídas duas turmas de 8º ano e uma turma de 11º ano.

1.2.1- 3º Ciclo do Ensino Básico

A turma do 8ºA era composta por 28 alunos, 9 do sexo masculino e 19 do sexo feminino. As idades dos alunos estavam compreendidas entre os 12 e os 14 anos, tendo a maioria 13 anos (Gráfico 1). Nenhum dos alunos tinha ficado retido no ano anterior, e nenhum deles apresentava necessidades educativas especiais.

³ Informação retirada da página da escola: <http://www.esec-severim-faria.rcts.pt>, acedida a 23 de junho de 2012

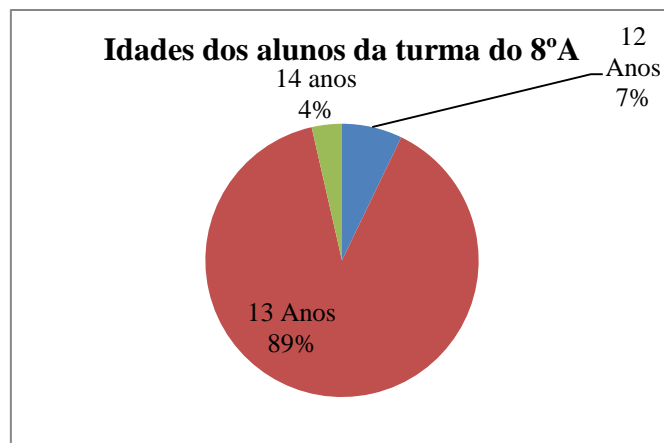


Gráfico 1: Idades dos alunos do 8ºA

Em relação às Habilitações literárias dos pais, 52% têm um curso superior (Gráfico 2).

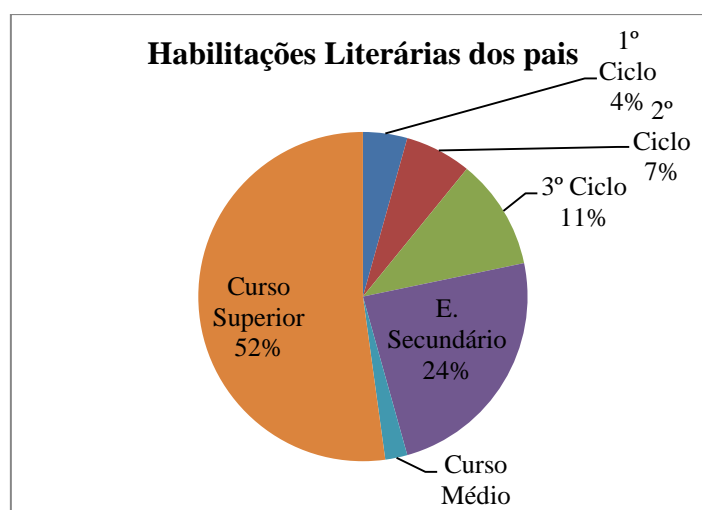


Gráfico 2: Habilitações Literárias dos pais

A maioria dos alunos refere que têm maior dificuldade na disciplina de Ciências Físico-Químicas, no gráfico 3 apresentam-se as disciplinas em que os alunos afirmaram ter maior dificuldade, bem como as respetivas percentagens.

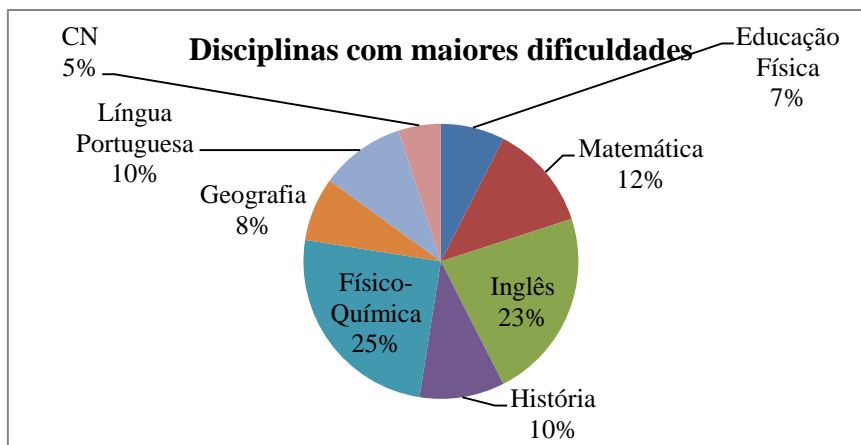


Gráfico 3: Disciplinas com maiores dificuldades

O 8ºA era uma turma que apresentava excelentes resultados bastante calma, interessada e trabalhadora. Notou-se que existia uma pequena competição entre os alunos da turma que no meu ponto de vista foi bastante saudável.

1.2.2- Ensino secundário

A turma do 11º CT1, era composta por 29 alunos, 24 do género masculino e 5 do género feminino (Gráfico 4). As idades dos alunos encontravam-se compreendidas entre os 16 e os 18 anos, tendo a maioria 17 anos. Quase todos os alunos residiam em Évora, existindo apenas 4 alunos que moravam a uma distância até 20 Km de Évora.

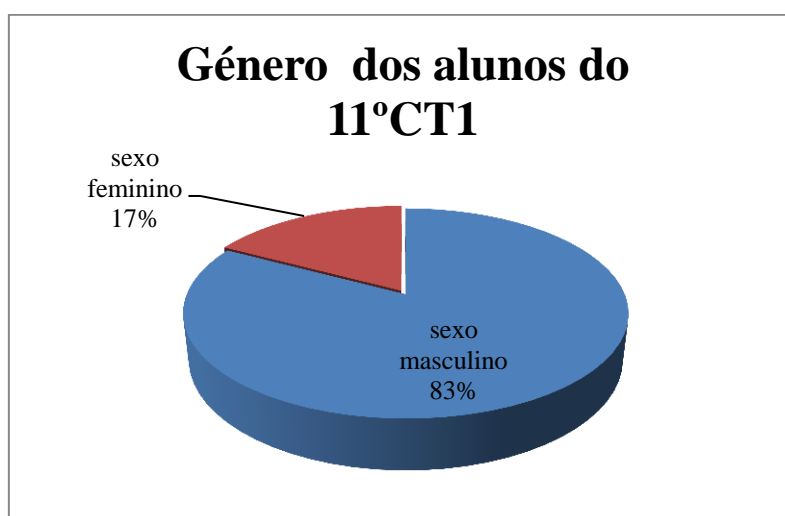


Gráfico 4: Género dos alunos do 11º CT1

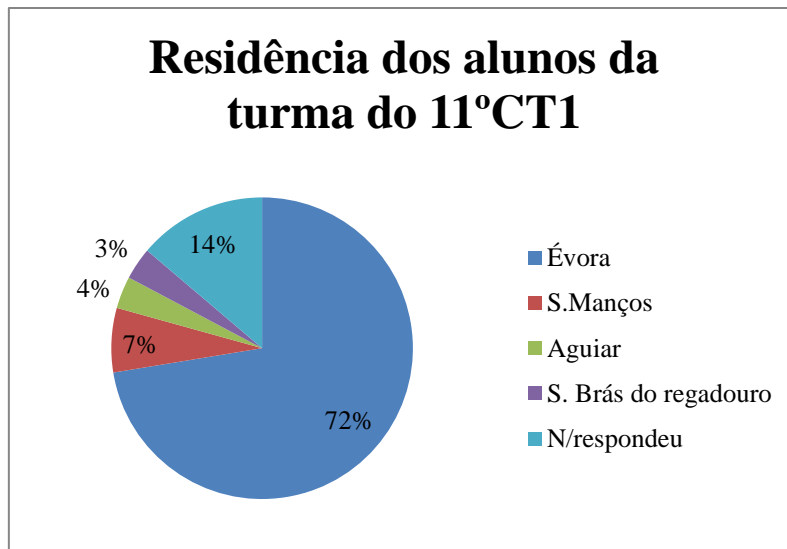


Gráfico 5: Residência dos alunos da turma do 11ºCT1

Em relação às habilitações literárias dos pais, a percentagem dos pais que terminaram o 12º ano e os que tem habilitações superiores é praticamente igual (Gráfico 6).

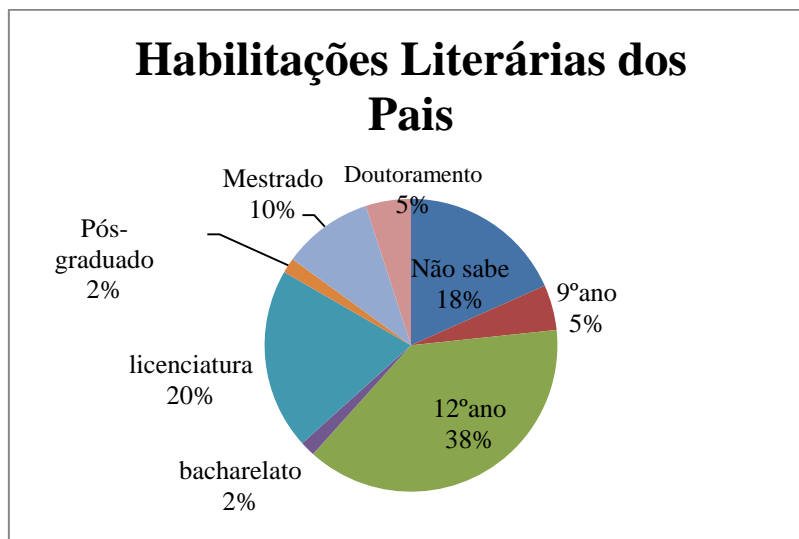


Gráfico 6: Habilitações literárias dos pais

Em geral, era uma turma com um bom comportamento e com bons alunos, apenas três alunos eram repetentes. Os alunos do 11º CT1 eram empenhados e interessados, tirando raras exceções.

Capítulo 2: Pressupostos teóricos utilizados para a planificação e condução das aulas

2.1-A evolução do conceito de *Educação*

“O conceito de educação é tão complexo e tão dependente do contexto filosófico que é difícil obter-se um amplo consenso a respeito do seu significado” (Valadares & Graça, Avaliando...para melhorar a aprendizagem, 1998)

Segundo Santos (1961), a palavra tem duas origens terminológicas diferentes:

- “Educação” vem do verbo latino- *educō, as, are*, que têm como significado nutrir ou alimentar;
- A palavra educação proveniente do latim *educare*, significa tirar de dentro para fora, ou seja, o educador deverá reconhecer que o aluno tem potencialidades e ao mesmo tempo desenvolve-las;

Comparando, e combinando estas duas perspetivas, a educação consiste em formar e fortalecer a personalidade do aluno, por meio do desenvolvimento das suas potencialidades. A educação é um conceito complexo e em constante evolução.

Em seguida passo a, descrever os diferentes significados da palavra Educação para os diferentes autores.

- Para Santos (1961), a educação é um ato de atingir um fim que está sempre associado a um contexto social.
- Para Piaget (1985), a Educação serve para criar homens capazes de fazer coisas novas e originais não imitando o que as gerações anteriores fizeram.
- Augusto (1973) define Educação como um processo com determinadas características fundamentais como: ser intrínseca, mutável, acidental. A educação é então um processo que visa determinados fins, como adaptar o

indivíduo ao seu exterior, preparar a sociedade futura, fazendo com que o indivíduo se aperfeiçoe e adquira um lugar na sociedade.

- Teodoro (1976), por sua vez, encara a Educação como uma mera transmissão de conhecimentos de geração para geração e reflete sempre o sistema econômico-social dominante.
- Luzuriaga (1977) define Educação como um sistema que visa formar e desenvolver o indivíduo. Este desenvolvimento do indivíduo, depende muito de fatores sociais.

Apesar das diferentes “definições” do conceito de educação, a sua relação com a sociedade cultural, está quase sempre presente.

2.2-Modelos didáticos de ensino

Todos os professores, de forma a cumprir os objetivos do que querem ensinar, selecionam determinados materiais, e refletem na maneira como os vão expor em contexto de sala de aula. Estas decisões e estratégias estão normalmente de acordo com um modelo didático.

Segundo Joyce e Weil (1985) “um modelo de ensino é um plano estruturado para configurar um currículo, planificar materiais e em geral orientar o ensino. (citado em Alexandre, 2000, p. 168). São vários os modelos de ensino existentes, mas irei apenas falar sobre três, que me parecem ser, os mais importantes no ensino das ciências.

- **Modelo Transmissão/ recepção:**

É um modelo que se baseia sobretudo na linguagem, tanto verbal como escrita. É um tipo de ensino transmissivo, no qual o professor vê o aluno como um livro em branco. O professor é o principal foco da aula, os alunos limitam-se a tirar notas e a fazer questões quando necessário. Este modelo de ensino valoriza a memorização. Normalmente o material utilizado com mais frequência é o livro de texto. Todas as experiências práticas são do tipo demonstrativas, mais uma vez o professor faz e o aluno simplesmente vê.

O papel do professor é a de transmissor de conhecimentos, e fonte de autoridade. As interações existentes na sala de aula são professor/aluno e aluno/professor.

Este modelo de ensino, pressupõe determinadas estratégias para que o objetivo da aula seja alcançado. A estratégia pedagógica fundamental, proposta por Ausubel (1963) é o uso de organizadores Prévios. “ A função de um organizador prévio é definir com clareza e precisão as principais diferenças e semelhanças entre as ideias de uma matéria a aprender e os conceitos já existentes na estrutura cognitiva”. Citado em Arends, 1999, p 272).

Um organizador prévio ajuda a tornar a informação significativa para os alunos, e que é feito mediante uma afirmação que está a um nível mais elevado de abstração do que a informação a trabalhar na aula.

Além dos organizadores prévios, existem outras variáveis que segundo Arends (1999) facilitam a condução da aula baseada neste modelo de ensino, como: A clareza do professor, o entusiasmo do professor, e a facilidade que este tem de destacar a informação útil da acessória.

As críticas feitas a este modelo, assentam no facto de que a mera exposição de conteúdos não assegura necessariamente a sua compreensão, e de que o conhecimento científico não é feito a partir de acumulação de conceitos.

- **Modelo por descobrimento:**

Este modelo surgiu, devido à falta de eficácia do modelo anterior, e tem as suas raízes no método Socrático que enfatizava a importância do raciocínio indutivo e do diálogo no processo de ensino.

Segundo autores como Piaget, a melhor forma de uma criança aprender, é descobrir por ela própria, e é neste pressuposto que este modelo de ensino se rege, a criança como agente da própria aprendizagem. O professor apenas orienta os alunos bem como todas atividades inerentes à sala de aula. O ambiente de sala de aula é aberto e facilita as interações, professor/aluno, aluno/aluno e aluno/professor. Os principais objetivos deste modelo são de ajudar os alunos a desenvolverem as suas capacidades intelectuais e adquirir competências relacionadas com os processos de pesquisa.

- **Modelo Construtivista:**

“O construtivismo, admite que o ser humano nasce apenas com uma predisposição biológica para a aprendizagem e que as primeiras ideias surgem na criança para servirem de âncora na construção de novos conhecimentos, num percurso muito pessoal” (Valadares & Graça, 1998). Este modelo de ensino surgiu com o estudo das ideias alternativas dos alunos, e concebe a aprendizagem como uma mudança das estruturas do conhecimento, assim “o fator mais importante que depende a aprendizagem dos alunos é aquilo que eles já sabem” (citado em Valadares, Ensino Experimental das Ciências, 2012). De acordo com esta afirmação, o ponto de partida do ensino, são sempre as ideias que os estudantes têm sobre determinado assunto . Segundo autores como Novak e Gowin:

“Cada aluno, quando entra numa sala de aula para aprender um assunto, é um ser geneticamente singular e viveu uma sequência de experiências única. A sua estrutura cognitiva, muito própria, faz com que a sua aprendizagem seja um acto muito pessoal e idiossincrásico”

(citado em Valadares & Gouveia, 2004, p 200)

Assim o ensino das ciências é feito a partir dos conhecimentos de cada aluno e das suas próprias ideias sobre a realidade, o professor apenas confronta os saberes científicos com os que o aluno tem, provocando um conflito cognitivo neste. Portanto as velhas ideias são confrontadas com novas ideias, “o papel do professor é apenas o de facilitador da mudança conceptual que ocorre no aluno, proporcionado-lhe experiências de aprendizagem que revelem a necessidade de modificar as suas concepções” (Valadares & Graça, 1998). Ensinar, de acordo com este modelo, exige encarar o ensino não como uma mera transmissão de conhecimentos, mas sim como algo superior. Segundo Valadares e Gouveia (2004) “Uma perspectiva construtivista do ensino desafia os professores a criarem ambientes inovadores, subjacentes às estratégias construtivistas e investigativas e propícios a uma aprendizagem com significado pelos estudantes”

O modelo construtivista de ensino deverá fazer com que os alunos sejam (Valadares & Gouveia, 2004, p 204):

- **Ativos** - para interagirem com o ambiente e os materiais de aprendizagem que lhes são proporcionados;
- **Pesquisadores** - para explorarem os materiais e o ambiente de aprendizagem que lhes são facultados;
- **Intencionais** – procurando, espontaneamente e de boa vontade, atingir os objetivos cognitivos;
- **Dialogantes** – envolvidos em diálogos uns com os outros e com o professor;
- **Reflexivos** – articulando o que aprenderam e refletindo nos processos e nas decisões tomadas;
- **Ampliativos** – gerando juízos ou asserções, atributos e implicações com base no que aprenderam.

Posto esta pequena descrição, destes três modelos Didáticos, fica a dúvida mas será que o professor deve optar apenas por um modelo de ensino ou deverá utilizar diferentes modelos de acordo com a situação? Na minha opinião, seria mais produtivo se o professor utilizar uma combinação dos modelos didáticos dependendo, dos conteúdos que se vão ensinar. Segundo Alexandre (2000), os modelos anteriores também são eficazes, deve-mos ao invés de abandonar os antigos modelos didáticos, incorporá-los nos novos modelos.

Sendo assim, não há um modelo ideal, não existe uma forma perfeita e infalível de ensinar. Existem sim pequenas pistas que ajudam o professor a decidir como irá ensinar determinado conteúdo. É necessário, cada vez mais, que o docente se reinvente dia após dia, aula após aula, ano após ano.

Capítulo 3: Ensino Básico 8º Ano

3.1-Programa de ensino e Orientações curriculares

A opção pelo termo orientações escolares, em vez de programas, sugere a ideia de flexibilização curricular.

É devido à ideia de flexibilização curricular, que as orientações curriculares são apresentadas como um documento único para a área das Ciências Naturais e das Ciências Físico-Químicas, apresentadas em paralelo. Esta articulação não significa que seja um único professor a lecionar as duas disciplinas, mas sim, que dois professores possam articular os próprios saberes como responsáveis de cada uma das áreas.

Pretende-se relacionar conteúdos, aparentemente independentes, e evitar a repetição de conteúdos.

É salientado nas Orientações curriculares, que o professor deve agir mais como um produtor do currículo e não como um simples consumidor deste. Entende-se aqui como currículo, a indicação de um processo cognitivo e social, em que as oportunidades de aprendizagem resultem da interação entre professor e aluno.

No final do 3º ciclo do ensino básico, pretende-se que o aluno desenvolva um conjunto de competências tais como o conhecimento (substantivo, processual ou metodológico, e epistemológico), raciocínio, comunicação e atitudes.

Os alunos deverão ter como ponto de partida, para aquisição de conhecimentos, a análise e resolução de situações do dia-a-dia.

Para o desenvolvimento das competências definidas é proposto o ensino das ciências nos três ciclos do ensino básico em torno de quatro temas organizadores:

- Terra no espaço
- Terra em transformação
- Sustentabilidade na Terra
- Viver melhor na Terra.

Assim, no sétimo ano de escolaridade abordam-se os dois primeiros temas (Terra no espaço e Terra em transformação), no oitavo ano de escolaridade desenvolve-se o tema organizador Sustentabilidade na Terra, e no nono ano aborda-se o último tema (Viver Melhor na Terra).

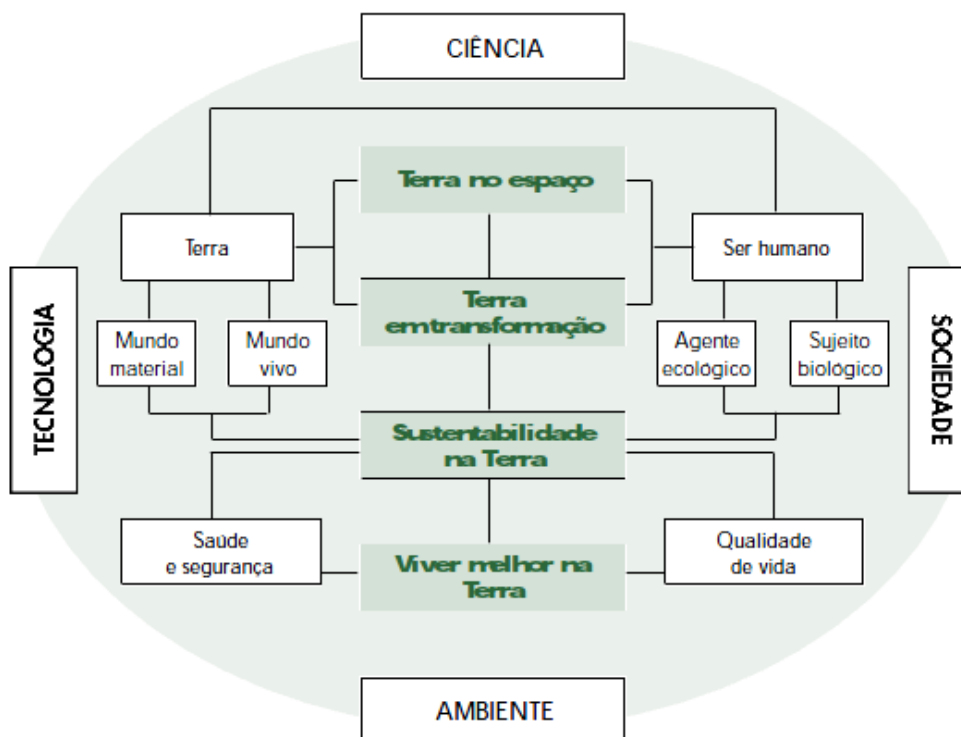


Figura 2: Esquema organizador dos quatro temas

Este esquema organizador, salienta “ a importância da exploração dos temas numa perspectiva interdisciplinar, onde a interação Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente devem constituir uma vertente integradora e globalizante da organização e da aquisição de saberes científicos” (Ministério da Educação, 2001)

O ensino CTSA (Ciência-Tecnologia-Sociedade-Ambiente), é um ensino contextualizado, que visa mostrar a importância de questões do foro social, económico e ambiental. Pois “aprender é mais do que adquirir conhecimentos, é também o desenvolvimento de capacidades e criação de hábitos e de atitudes especiais de raciocínio.” (Maciel, Miranda, & Marques, 2007)

Este tipo de ensino privilegia o conhecimento em ação e a compreensão do mundo na sua globalidade e complexidade.

Neste relatório vamos apenas aprofundar o tema organizador Sustentabilidade na Terra. Com este tema, “pretende-se que os alunos tomem consciência da importância de atuar ao nível do sistema Terra, de modo a não provocar desequilíbrios, contribuindo para uma gestão regrada dos recursos existentes.” (Ministério da Educação, 2001).

O tema organizador Sustentabilidade na Terra encontra-se dividido em quatro unidades: Componente da física - Som e Luz; Componente da Química - Reações químicas; Mudança Global.

Pretende-se que o aluno, com o primeiro tema compreenda como se produz e deteta o som, as suas características, natureza e aplicações. Com o segundo tema que compreenda as propriedades, aplicações e comportamentos da luz.

Com o terceiro tema, que já faz parte da componente da química, pretende-se que os alunos entendam a diferença entre transformações químicas e físicas, que aprendam que as reações químicas se podem classificar em reações ácido-base, oxidação-redução e precipitação, e que estas reações podem ocorrer a diferentes velocidades.

Ainda neste tema, é ensinado aos alunos como é constituída a matéria, e são ensinados os conceitos de átomo, molécula e ião. Aprendem também a representação simbólica das reações químicas.

O quarto tema, Mudança Global, requer que os alunos tomem consciência da importância que o conhecimento do tempo atmosférico tem para a nossa sociedade e para a prevenção de desastres naturais, pretende também demonstrar a influência da atividade humana na atmosfera terrestre e no clima. (Ministério da Educação, 2001)

3.2-Manuais Escolares

O manual escolar é um material didático imprescindível para o aluno. Uma vez que é o principal recurso utilizado pelo aluno, deve promover o espírito crítico, utilizar uma

linguagem simples e fazer o paralelismo dos temas abordados teoricamente com situações do dia-a-dia. Este recurso didático constitui um suporte básico e fundamental para organizar as aprendizagens dos alunos.

O manual adotado para a disciplina de CFQ, pelos professores da Escola Secundária Severim de Faria, foi “FQ: Sustentabilidade na Terra-3ºciclo do ensino Básico-8º ano de escolaridade, Porto Editora”

O manual “FQ: Sustentabilidade na Terra-3ºciclo do ensino Básico-8º ano de escolaridade, Porto Editora” é constituído por quatro unidades, e cada unidade possui subunidades nas quais são apresentados os conteúdos com recurso a textos, ilustrações, quadros, exercícios resolvidos, esquemas e ligações ao dia-a-dia. No final de cada capítulo são apresentados mapas de conceitos bem como links relacionados com os assuntos abordados, e um teste global.

O manual vem acompanhado por um caderno de exercícios, que está dividido em pequenas fichas de trabalho, que auxiliam a aprendizagem por parte do aluno.

Apesar de não ter utilizado, o manual escolar exaustivamente, foi no entanto um excelente ponto de partida para a planificação das minhas aulas.

3.3 -Planificação e condução das aulas

Quando iniciei a prática de ensino supervisionada, no início de Setembro, todo o trabalho inicial de planificação, já tinha sido efetuado pelo Professor Cooperante Dr. António Ramalho. Apenas foi decidido quais as subunidades que iria lecionar. Assim ficou decidido, que a autora do presente relatório iria lecionar as subunidades: “Propriedades e aplicações da luz”, que diriam respeito a aproximadamente 9 tempos letivos; “Velocidade das reações químicas e explicação e representação das reações químicas”, que correspondiam aproximadamente a 12 tempos letivos.

No quadro seguinte, apresenta-se a planificação anual do 8º ano de escolaridade da Escola Secundária Severim de Faria.

**PLANIFICAÇÃO GERAL DAS COMPONENTES E UNIDADES TEMÁTICAS –
C.F.Q.- 8ºANO**

Componentes/Unidades temáticas	Tempos Letivos	Período
1. Som e Luz	20	
1.1 - Produção e transmissão do som	10	1º e 2º (2 aulas)
1.2 – Propriedades e aplicações da luz	10	
2. Reações Químicas	22	
2.1 - Tipos de reações químicas	6	
2.2 – Investigando sobre a massa e a velocidade das reações químicas	6	2º
2.3 - Explicação e representação das reações químicas	10	(15 aulas)
3. Mudança Global *	4	
3.1 - Descrição do tempo atmosférico	2	3º
3.2 – Previsão meteorológica	2	(4aulas)
4 – Gestão Sustentável dos Recursos*	2	3º
4.1.- Recursos naturais – utilização e consequências		(2aulas)
4.2 - Proteção e conservação da Natureza		
4.3 - Riscos das inovações científicas e tecnológicas para o indivíduo, a sociedade e o ambiente.		
TOTAL		
48		

* Conteúdo a lecionar em articulação com a disciplina de Ciências Naturais

Tabela 3: Planificação Geral das componentes e unidades temáticas – C.F.Q.- 8ºano

Cada tempo letivo tinha a duração de 45 minutos. Normalmente, uma aula era constituída por dois tempos letivos. A turma dividia-se, metade da turma tinha aula de Ciências Físico-Química e a outra metade aula de Ciências Naturais.

Durante o mês de Setembro e Outubro, assisti a todas as aulas do Professor cooperante. Esta presença constante, ajudou-me a conhecer os alunos, a observar atentamente a metodologia de ensino utilizada pelo Orientador Cooperante, a postura deste em sala de aula, a própria gestão de sala de aula e a gestão do tempo.

Durante os meses que não intervim nas aulas, observei atentamente tudo em meu redor, e fui planificando e elaborando todos os materiais auxiliares, referentes à subunidade, na qual iria intervir no final de Novembro.

Aquando da elaboração de todos os documentos, tive o cuidado de adequar os conteúdos aos tempos letivos, à turma em si; consultar as orientações curriculares; efetuar pesquisas em livros científicos, manuais escolares e internet.

Como disse no primeiro parágrafo, apenas lecionei algumas aulas durante o ano letivo. Com base nas aulas que dei vou fazer uma breve descrição de cada uma.

3.3.1 Componente de física

Os conteúdos a desenvolver na subunidade luz são:

- O que é a luz
- O que nos permite ver os objetos
- Luz e cor
- Raios luminosos
- Reflexão da luz
- As imagens que os espelhos nos fornecem
- Refração da luz
- As lentes e suas aplicações

Para a preparação desta subunidade, foi consultado um capítulo referente às ideias alternativas que os alunos têm em relação ao tema luz.

Segundo Guesne (1992), os alunos frequentemente confundem luz com as suas fontes e com os seus efeitos. Com base neste pressuposto teórico, foi pedido aos alunos para responderem por escrito à pergunta “Onde há luz nesta sala?”. O que se verificou, após a análise das respostas, é que a maioria dos alunos confunde luz, com fonte de luz.

Aula nº1:⁴

As competências que se pretendia desenvolver nesta aula eram:

- Caracterizar a luz como fenómeno ondulatório.

⁴ Plano de aula em anexo Página 68

- Reconhecer que a luz visível é uma pequena parte do espectro eletromagnético

Assim, iniciei a aula questionando os alunos, se quando há trovoadas veem primeiro o relâmpago ou ouvem primeiro o trovão? Esta questão teve como objetivo mostrar que a velocidade da luz é muito superior à velocidade do som, e fazer a transição entre o tema som e luz.

Seguidamente, de modo a enquadrar os conteúdos programáticos com o nosso quotidiano, e visando mostrar a extrema importância da luz, questionei os alunos acerca da importância da luz no nosso dia-a-dia, lembrando que sem luz não poderia existir vida! Recordando que o sol é a nossa fonte de luz principal

De modo a fazer a transição entre temas, foram estabelecidas algumas semelhanças e diferenças, entre o modo como a luz e o som se propagam. Então expliquei que tal como o som, a luz tem carácter ondulatório, e que as ondas luminosas resultam da propagação de vibrações eletromagnéticas. Relembrei os alunos que o som necessitava de meio material para se propagar, e questionei os alunos se tal como o som, a luz necessita de meio material para se propagar? Esperei pela resposta, e seguidamente expliquei, que se a luz necessitasse de meio material para se propagar nós não veríamos a luz do sol.

Realcei também a diferença entre ondas mecânicas e eletromagnéticas e ondas transversais e longitudinais.

Relembrei que a luz se propagava por meio de ondas eletromagnéticas, e através da imagem do espectro eletromagnético, expliquei que a luz visível é apenas uma parte do espectro eletromagnético, e que tal como o som apenas vemos algumas radiações eletromagnéticas.

De modo a enquadrar o tema da aula, com o nosso quotidiano dei exemplos de algumas das aplicações das ondas eletromagnéticas no nosso dia-a-dia.

De forma, a consolidar aprendizagens foram feitos exercícios.

Aula nº2⁵:

As competências que se pretendia desenvolver nesta aula eram

⁵ Plano de aula em anexo Página 70

- Reconhecer a propagação retilínea da luz.
- Identificar diferentes feixes luminosos.
- Distinguir entre corpos luminosos e iluminados.

De modo a demonstrar que a luz se propaga retilineamente, fiz uma montagem experimental, em que utilizei uma vela e dois cartões perfurados, demonstrou-se que quando os orifícios estavam alinhados, conseguia-se ver a luz, mas se os cartões estivessem desalinhados, não era possível observar a passagem de luz pelos orifícios do cartão. Expliquei também que é devido a este facto que se pode explicar como se formam as sombras. Expliquei também o que é uma câmara escura, e que o facto de o objeto aparecer ao contrário no fundo da caixa se deve também à explicação dada anteriormente.

Através de diálogo, e recorrendo a imagens, fiz a distinção entre fontes naturais de luz, e fontes artificiais, bem como de corpos luminosos e iluminados.

De forma a terminar a aula, foram feitos exercícios do manual.

Aula nº 3⁶:

As competências que se pretendia desenvolver nesta aula eram:

- Concluir que a visão dos objetos implica a propagação de luz desde a fonte até aos objetos e destes até aos nossos olhos.
- Identificar meios transparentes, translúcidos e opacos
- Distinguir entre reflexão regular e irregular da luz.
- Conhecer as leis da reflexão da luz.
- Reconhecer a importância da reflexão e difusão da luz.

Na primeira parte da aula, foi feita uma pequena revisão das aulas anteriores.

Na segunda parte da aula, de modo a explicar o modo como vemos os objetos, pediu-se aos alunos para virem completar um desenho que consistia numa fonte de luz, num objeto iluminado e um detetor (o olho humano), com raios luminosos.

⁶ Plano de aula em anexo Página 72

A maioria dos alunos desenhou um raio luminoso a sair dos olhos em direção à fonte luminosa e ao objeto, pois segundo Guesne (1992), “quando olhamos para um objeto, temos mais a sensação de ser sujeitos ativos do que passivos. Esta concepção tem origens históricas, para os Pitagóricos a visão era um resultado de um fogo invisível que saía dos olhos.

Após a bordagem de como vemos os objetos, referi que os materiais podem ser classificados em transparentes, opacos e translúcidos. Com o auxílio de uma lanterna, e diversos materiais, foi feita em conjunto com os alunos a classificação dos diferentes materiais.

Nesta aula ainda, foi feita uma pequena introdução à lei da reflexão. Foram feitos também alguns exercícios de consolidação.

No final da aula, os alunos foram sujeitos a um momento de avaliação, a realização de uma tarefa.

Aula nº4⁷:

As competências que se pretendia desenvolver nesta aula eram:

- Identificar características das imagens fornecidas por espelhos planos

Na primeira parte da aula, foi feita a entrega e correção da tarefa realizada na aula anterior. Na segunda parte da aula, de modo, a explorar quais são as características das imagens dos espelhos planos, coloquei uma vela acesa diante de um vidro de forma a observar a sua imagem, de seguida pus um copo com água atrás do vidro e para espanto dos alunos, a vela estava acesa dentro do copo de água. No decorrer da demonstração, fomos analisando quais as características das imagens obtidas nos espelhos planos.

Aula nº5⁸:

As competências a desenvolver nesta aula são:

- Identificar características das imagens fornecidas por espelhos planos, esféricos, côncavos e convexos.
- Reconhecer a aplicabilidade prática de diferentes tipos de espelhos, atendendo às características das imagens que produzem.

⁷ Plano de aula em anexo Página 73

⁸ Plano de aula em anexo Página 74

Para desenvolver as competências acima referidas, optei por fazer uma pequena atividade prática. Foram distribuídos, protocolos experimentais⁹ aos alunos, e fiz uma breve introdução ao que são espelhos curvos

O material utilizado, na atividade, eram objetos do nosso dia-a-dia, de modo a fazer com que os alunos compreendessem as características das imagens obtidas através dos diferentes espelhos curvos, mas que ao mesmo tempo pudessem observar que objetos vulgares, serviam também de espelhos.

Aula nº6¹⁰:

Nesta aula muitos alunos acabaram a atividade prática. Quando terminaram, iniciamos a discussão dos resultados obtidos, e com base em perguntas que constavam no protocolo experimental, foi explicado, quais as características das imagens obtidas nos espelhos planos e curvos, bem como se procedia geometricamente para a obtenção destas. Foi utilizada também uma animação informática, de modo a consolidar as aprendizagens.

Aula nº7¹¹:

As competências a desenvolver nesta aula são:

- Descrever a refração da luz.
- Relacionar a mudança de direção dos raios luminosos na refração com a diferente velocidade de propagação da luz em diferentes meios.
- Distinguir meios mais e menos refrangentes.
- Reconhecer a existência de reflexão que acompanha a refração.
- Compreender o fenómeno da reflexão total da luz.

Na primeira parte da aula, foi feita a tarefa de avaliação.

⁹ Protocolo experimental em anexo página 52

¹⁰ Plano de aula em anexo Página 76

¹¹ Plano de aula em anexo Página 81

A segunda parte da aula, teve como foco principal o fenómeno da refração da luz. Para introduzir o conceito distribuí à turma copos com água e uma palhinha lá dentro, de seguida pedi aos alunos para me descreverem o que estavam a observar. A primeira conclusão a que se chegou foi que a palhinha parecia estar partida. Foi com base nestas conclusões que toda a aula de desenrolou.

Como tive problemas, na gestão de sala de aula não cumpri o plano de aula até ao fim.

Aula nº8¹²:

As competências a desenvolver nesta aula são:

- Compreender o funcionamento das lentes com base na refração da luz.
- Distinguir entre lentes convergentes e divergentes

Esta aula dividiu-se em dois momentos. No primeiro momento, acabei de cumprir o plano da aula anterior, e no segundo começou-se a estudar as lentes.

No início da aula, fiz uma revisão dos conteúdos da aula anterior. Fiz a transposição do fenómeno da refração total da luz, para o fenómeno que ocorre nas fibras óticas, bem como a sua utilidade no quotidiano

Para o estudo das lentes, em meu ver, nada melhor que uma pequena atividade demonstrativa. Então com o auxílio de um banco de óptica e lentes, mostrei aos alunos o que acontece a um feixe de raios paralelos quando incide nas diferentes lentes. Com base nesta pequena demonstração, e com o auxílio de um PowerPoint, foram explicados todas as características das lentes côncavas e convexas.

3.3.2-Componente de Química

Os conteúdos a desenvolver nesta subunidade são:

- Velocidade das reações químicas;
- Explicação e representação das reações químicas:
 - ✓ Natureza corpuscular da matéria.

¹² Plano de aula em anexo Página 86

- ✓ Estado gasoso.
- ✓ Átomos e moléculas: dois tipos de corpúsculos das substâncias.
- ✓ Substâncias elementares e compostas.
- ✓ A linguagem dos químicos.
- ✓ Iões: outros corpúsculos constituintes das substâncias.
- ✓ As reações químicas como rearranjos de átomos.

Os conteúdos abordados, foram divididos em oito aulas, e a turma com que trabalhei foi o 8ºA.

Aula nº1:

Iniciei a aula, apresentando-me e informando os alunos que iria trabalhar nas próximas aulas com eles. Fiz a chamada, de modo a verificar se todos os elementos da turma estavam presentes, e também para facilitar a identificação dos alunos pelo seu nome.

No início da aula, fiz uma pequena introdução ao tema velocidade das reações químicas, sem no entanto o aprofundar.

Dividi a turma em pequenos grupos e com o auxílio de um protocolo experimental, investigaram acerca da velocidade das reações químicas.¹³

Verificou-se nesta aula, que os alunos não sabiam o nome dos materiais de laboratório, foi necessária também uma pequena explicação inicial.

A aula foi bastante produtiva o que facilitou a aprendizagem dos alunos.

Aula nº2¹⁴:

As competências a desenvolver nesta aula eram:

- Relacionar a velocidade das reações com o tempo que os reagentes demoram a transformar-se em produtos.
- Identificar os fatores que influenciam a velocidade das reações químicas.

¹³ Protocolo experimental em anexo Página 57

¹⁴ Plano de aula em anexo Página 91

- Identificar, através da experimentação, os fatores de que depende a velocidade das reações químicas.
- Reconhecer a aplicabilidade prática da ação dos fatores de que depende a velocidade das reações químicas.
- Usar adequadamente o material de laboratório.
- Reconhecer que a seleção do catalisador adequado para uma determinada reação química se faz através da experimentação

Através do diálogo, fui explicando o que observaram na aula anterior. Verificou-se que os alunos confundiam estado de divisão dos reagentes com concentração dos reagentes. Esta aula, foi bastante produtiva. Houve uma interação acentuada entre a turma e o professor. O facto de os alunos confrontarem os aspetos teóricos, desenvolvidos nesta aula com a aula prática da semana anterior, facilitou bastante as aprendizagens. No final da aula, os alunos realizaram a tarefa de avaliação, sobre a presente aula e a anterior.¹⁵

Aula nº3¹⁶:

As competências a desenvolver nesta aula eram:

- Compreender a natureza corpuscular da matéria.
- Inferir sobre a pequenez dos corpúsculos constituintes da matéria.
- Distinguir os três estados físicos em termos da sua agregação corpuscular.
- Explicar as mudanças de estado com base na Teoria Corpuscular

Nesta aula, foi discutido como é constituída a matéria. De início questionei os alunos se já tinham pensado como era constituída toda a matéria, ao que me responderam que sim. Então falei um pouco da história da ciência. Disse que tudo era constituído por pequeníssimos corpúsculos, sem no entanto introduzir o conceito de Átomo. A não introdução deste conceito, a meu ver, não foi nada benéfica. Pois em aulas posteriores quando se falou no conceito de átomo, os alunos ficaram baralhados, tendo colocado

¹⁵ Tarefa em anexo Página 65

¹⁶ Plano de aula em anexo Página 99

questões como por exemplo “Então mas a unidade estrutural da matéria não é o corpúsculo?”

Foi também introduzido nesta aula, o conceito de descontinuidade da matéria e de os corpúsculos estarem em constante movimento. O facto de a matéria ser descontínua, e de os corpúsculos estarem em contante movimento, foi algo que gerou alguma confusão entre os alunos. Pois não se conseguem detetar a olho nu. De modo a facilitar a compreensão do assunto, expus aos alunos uma serie de vários exemplos do nosso dia-a-dia, que comprovam a teoria cinético corpuscular da matéria.

- O perfume que difunde o seu cheiro,
- Quando se está a fazer o almoço e cheira tão bem,
- A tinta de caneta que se difunde na água,
- O açúcar que transmite o seu sabor a todo o chá.

Foi feita uma experiência com arroz e feijão, para demonstrar que se juntássemos 20ml de arroz com 20ml de feijão o total não iria perfazer os 40ml previstos, mas sim menos, pois o arroz iria ocupar os espaços vazios entre os feijões. Assim foi bem mais fácil os alunos compreenderem que a matéria e formada por espaços vazios.

Relembrei os alunos que na última aula quando falei sobre a velocidade das reações químicas, disse que quando se aumentava a temperatura do sistema reacional, as partículas ficavam mais agitadas e ocorriam choques mais facilmente.

Nesta aula, também foram abordados os estados físicos da matéria com base na teoria cinético corpuscular, e a interpretação das mudanças de estado a partir da menor ou maior agitação corpuscular.

No final da aula, foi feita a entrega e correção da tarefa da aula anterior.

Aula nº4¹⁷:

As competências a desenvolver nesta aula eram:

- Relacionar qualitativamente a pressão dos gases com as colisões dos corpúsculos.
- Associar a variação da temperatura de um gás com a variação de velocidade dos seus corpúsculos.

¹⁷ Plano de aula em anexo Página 107

- Interpretar qualitativamente as variações de pressão de um gás com as variações de volume e de temperatura em termos cinético-corpúsculares.
- Identificar a ideia atual de átomo.
- Distinguir os três tipos de partículas constituintes do átomo.
- Reconhecer as moléculas como agregados de átomos ligados entre si.

Inicie a aula, referindo que na última aula estivemos a falar sobre os estados físicos da matéria, mas na aula de hoje iriamo-nos debruçar com mais profundidade no estado gasoso. Fiz uma breve recapitulação do que falamos na última aula, sobre este estado físico da matéria, e foi introduzido o conceito de pressão de um gás, com um auxílio de um balão de borracha que eu própria enchi na aula.

Para consolidar as aprendizagens, foram feitos exercícios do manual.

No segundo momento da aula, introduziu-se o conceito de átomo e de molécula. Bem como a constituição do átomo.

No final da aula, os alunos foram submetidos à tarefa de avaliação, que englobava os conteúdos da presente aula e da anterior.

Aula nº5¹⁸:

As competências a desenvolver nesta aula eram:

- Distinguir entre substâncias elementares e substâncias compostas.
- Reconhecer, através de diagramas, substâncias elementares, substâncias compostas e misturas de substâncias.
- Identificar símbolos de elementos num conjunto representativo de exemplos.
- Compreender o significado da representação simbólica de elementos e de substâncias moleculares.
- Descrever a composição qualitativa e quantitativa de moléculas simples.
- Escrever fórmulas químicas de substâncias moleculares a partir da sua descrição.

¹⁸ Plano de aula em anexo Página 112

No início da aula, fiz uma revisão da aula anterior, de modo a introduzir novos conceitos. Foi feita a distinção entre substâncias elementares e compostas. Em seguida mostrei uma imagem aos alunos e pedi para eles a comentarem (figura 2).



Figura 3: Imagem utilizada para mostrar a necessidade de se utilizar os símbolos químicos.

Os alunos depressa chegaram a conclusão que deveria de haver uma linguagem universal entre os químicos.

Introduzi então alguns símbolos químicos, bem como as regras para a sua escrita. Referi também que estes símbolos nem sempre foram como são hoje. Houve uma evolução na escrita dos símbolos químicos. Referi também que os diferentes elementos químicos estão organizados na tabela periódica.

Foram feitos muitos exercícios de modo a que os alunos se fossem familiarizando gradualmente com os diferentes símbolos químicos.

No final da aula, foi feita a entrega e correção da tarefa que se realizou na aula anterior.

Aula nº6¹⁹:

As competências a desenvolver nesta aula eram:

- Identificar o significado de ião.
- Reconhecer a existência de iões positivos, negativos, monoatômicos e poliatômicos.
- Representar e interpretar a representação de alguns iões.
- Escrever e interpretar a fórmula química de substâncias iónicas a partir de uma tabela de iões.

¹⁹ Plano de aula em anexo Página 118

Iniciei a aula, fazendo uma revisão da constituição do átomo. Com base na constituição do átomo introduzi o conceito de ião. Com base no número de prótons e elétrons do átomo, foi explicado por que é que um ião era positivo ou negativo. Foram também explorados nesta aula as regras de escrita e de leitura dos nomes e fórmulas químicas dos compostos iônicos. No final da aula, estava prevista uma tarefa de avaliação. Mas como os alunos mostraram varias dificuldades decidiu-se fazer a tarefa em conjunto, como se fosse uma ficha formativa.

Esta aula, foi monótona para os alunos, senti que houve dificuldade em compreender os conteúdos. Talvez se deva ao facto de ser algo muito abstrato. E que tal como o Doutor Vítor Oliveira me disse, talvez devesse de ter partido, por exemplo, de um pacote de sal, e explicar a importância dos sais na nossa vida. Talvez assim a aula fosse menos cansativa e mais produtiva para os alunos.

Aula nº7²⁰:

As competências a desenvolver nesta aula eram:

- Interpretar as reações químicas em termos de colisões moleculares.
- Representar reações por equações químicas em exemplos simples.
- Compreender o acerto de equações químicas.
- Identificar algumas informações fornecidas pelas equações químicas

Iniciei a aula lembrando que nas últimas aulas tínhamos estado a falar da constituição da matéria, e que hoje a nossa aula iria ser sobre reações químicas. Deste modo, seria pertinente compreender o que acontece aos átomos, moléculas ou iões durante uma reação química. Durante uma reação química ocorre a formação de novas substâncias. Nesse processo, os corpúsculos estão muito agitados, e quando colidem podem alterar a sua estrutura, permutando átomos ou iões entre si.

Para qualquer reação, verifica-se que os átomos que constituem os reagentes, reaparecem nos produtos da reação. Diz-se que ocorre, durante a reação, o rearranjo de

²⁰ Plano de aula em anexo Página 131

átomos. Para facilitar a aprendizagem dos alunos, foi utilizada uma analogia com as peças de lego (figura 3).

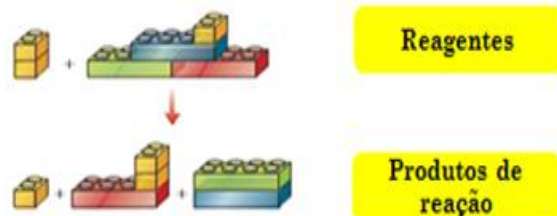


Figura 4: Analogia utilizada para explicar as reações químicas como rearranjo dos átomos

Em seguida, com base em esquemas de palavras, e de modo a fazer uma breve revisão das anteriores aprendizagens, foi pedido aos alunos para passarem o esquema de palavras para um esquema químico. A partir do esquema químico, foram contadas todas as espécies intervenientes tanto nos produtos como nos reagentes. Quando os alunos repararam que o número de átomos dos reagentes era diferente do número de átomos dos produtos de reação, lembrei a lei de Lavoisier que tinha sido introduzida anteriormente. Com base no enunciado desta lei, expliquei aos alunos como se fazia o acerto das reações. No seguimento da aula, foram feitos mais exercícios sobre o acerto de equações químicas, pedindo aos alunos para irem ao quadro.

Esta aula correu bem, apesar dos alunos ainda terem dificuldades em fazer a contagem dos átomos intervenientes. Talvez tivesse sido mais fácil introduzir o acerto das reações químicas, partindo da situação prática da eletrólise da água. Foi um conselho dado pelo Professor Doutor Vítor Oliveira posteriormente, com o qual eu concordo plenamente. Nada como uma situação prática para introduzir novos conceitos.

Capítulo 4: Ensino Secundário

4.1-Programa de ensino

A disciplina de Física e Química A é uma disciplina bienal com 4.5 horas por semana, que dá continuidade à disciplina de ciências Físico-Químicas. O Ensino secundário deve ter em conta aquilo que o ensino básico contempla, valorizando sempre as aprendizagens anteriores dos alunos, alargando os seus conhecimentos. De acordo com os princípios orientadores da revisão curricular do Ensino secundário, cada uma das componentes, Física e Química, são leccionadas com igual extensão. Relativamente à carga horaria, as 4.5 horas semanais, são divididas em três sessões de 90 minutos cada, sendo uma delas de carácter prático-laboratorial, com a turma dividida em turnos, cujo o número total de alunos não pode exceder os 12.

De acordo com o documento “Revisão Curricular do Ensino Secundário”, a finalidade formativa do Ensino Secundário no domínio das ciências, é a de consolidar saberes no domínio científico, que confira competências de cidadania e promova igualdade de oportunidades e que desenvolva no aluno um conjunto de referências, de atitudes, de valores e de capacidades que o ajudem a crescer tanto pessoalmente como profissionalmente.

As disciplinas de ciências devem então, servir para que todos estes objetivos sejam atingidos, e não devem ser uma forma de acumular informações durante este ciclo.

Assim, a formação científica dos alunos do ensino secundário deve incluir três componentes: a educação em ciência (leis, conceitos, teorias, princípios); a educação sobre ciência que contempla a natureza da própria ciência através de problemáticas do nosso dia-a-dia e por fim, a educação pela ciência que tem como meta a formação do aluno em termos sociais, culturais e éticos.

Pretende-se que os professores não façam do ensino secundário um ensino superior antecipado, que não utilizem demasiados modelos matemáticos, sem abdicar da linguagem matemática como forma de expressão. “Em resumo, defende-se que há que ensinar menos e melhor” (Ministério da educação, 2001)

Tal como no ensino básico, todo o programa da disciplina está voltado para o ensino “CTSA”. O ensino CTSA visa a compreensão do mundo na sua globalidade. Para este

efeito, parte-se de situações problema do quotidiano, familiares aos alunos, a partir das quais se organizam estratégias de ensino.

Segundo o programa do ensino secundário da disciplina, as finalidades da Física e Química A são:

- Aumentar e melhorar os conhecimentos de Física e Química
- Compreender o papel da física e da química nas decisões do foro social, político e ambiental
- Compreender o papel da experimentação na construção do conhecimento científico.
- Desenvolver capacidades e atitudes críticas, que permitam aos alunos ser cidadãos intervenientes na sociedade.
- Compreender a cultura científica.
- Ponderar argumentos sobre assuntos socialmente controversos.
- Sentir-se melhor preparado para acompanhar o desenvolvimento científico.
- Melhorar as capacidades de comunicação escrita e oral, utilizando também as tecnologias de informação e comunicação.
- Avaliar melhor os campos de atividade profissional, em particular para o prosseguimento de estudos.

Os conteúdos abordados no ensino secundário, pretendem que o aluno interprete com maior facilidade, o mundo que o rodeia, que compreenda que a ciência tem um carácter dinâmico, que desenvolva capacidades de seleccionar, analisar e avaliar de modo crítico, informações e situações concretas. Mesmo que os alunos não prossigam estudos, é importante que fiquem aptos, para acompanhar os assuntos da atualidade, relacionados com a ciência.

Segundo o programa de físico-química A (Ministério da educação, 2001) a componente laboratorial, é fundamental para a formação dos alunos no ensino secundário, consideram-se como argumentos:

- Permite encontrar resposta a situações-problema, fazer a ponte entre a teoria e a experiência;
- Permite ao aluno confrontar as suas próprias representações com a realidade;

- Permite ao aluno aprender a observar e, simultaneamente, aumentar a sua curiosidade;
- Permite desenvolver o espírito de iniciativa, a tenacidade e o sentido crítico, e o trabalho de grupo;
- Permite realizar medições, refletir sobre a precisão dessas medições e aprender ordens de grandeza;
- Auxilia o aluno a apropriar-se de leis, técnicas, processos e modos de pensar;

Como referi acima, a disciplina de Física e Química A, contempla duas componentes, uma de Física e outra de Química. Nas seguintes tabelas, faz-se uma breve descrição dos conteúdos a desenvolver em cada componente.

Componente de Física	
<i>Unidade 1: Movimentos na Terra e no espaço</i>	<i>1.1 Viagem com GPS 1.2 Da Terra à Lua</i>
<i>Unidade 2: Comunicações</i>	<i>2.1 Comunicação de informação a curtas distâncias. 2.2 Comunicação de informação a longas distâncias.</i>

Tabela 4: Conteúdos a desenvolver na componente da Física

Componente de Química	
<i>Unidade 1</i>	<i>1.1 Química e indústria: Equilíbrios e desequilíbrios</i>
<i>Unidade 2</i>	<i>2.1 Da atmosfera ao oceano: Soluções na Terra e para a Terra.</i>

Tabela 5: Conteúdos a desenvolver na componente da Química

Em seguida, vou fazer uma breve descrição dos objetivos gerais de cada uma das componentes.

4.1.1-Componente da Física:

A componente da física do 11º ano, está dividida em duas grandes unidades: Movimentos na terra e no espaço e comunicações. Cada uma destas unidades está dividida em duas subunidades. “Viagem GPS”, “Da Terra à Lua”.

A primeira unidade “Movimentos na terra e no espaço”, tem como objetivo o estudo das forças e movimentos, numa abordagem integradora da Cinemática e da Dinâmica.

Para facilitar a aprendizagem, a primeira subunidade “viagem GPS” servirá não só para os alunos compreenderem o funcionamento e as aplicações práticas deste aparelho, que tanto se utiliza agora no nosso quotidiano, mas também para fazer uma breve revisão e consolidação de conceitos já estudados anteriormente. Já a segunda subunidade “ Da Terra à Lua”, tem como tema estruturante a interação gravítica, e todos os tipos de movimentos. Segundo o Programa de Física e Química A, “ Não se pretende uma abordagem exaustiva de todos os tipos de movimento, mas sim que se insista sempre na relação entre as forças e os seus efeitos e na ligação com a lei da conservação da energia estudada anteriormente” (Ministério da Educação, 2003).

A segunda unidade, “Comunicações”, aborda um tema bastante atual, cuja evolução e interesse têm na Física a principal origem e protagonismo. Nesta unidade, proporciona-se a oportunidade de compreender como se realiza a transmissão de informação nas suas diversas formas, estudando-se os conceitos de som e de radiação eletromagnética, enquadrados no modelo geral da propagação ondulatória.

De acordo, com o programa de Física e Química A, pretende-se que os alunos alcancem os seguintes conhecimentos:

- Unidades SI de comprimento e tempo
- Escalas. Unidades de distância em Astronomia
- Velocidade e aceleração. Unidades SI
- Análise de gráficos $d = d(t)$ e $v = v(t)$
- Cálculos de velocidades médias e acelerações médias
- Força. Unidade SI

- Efeitos das forças
- Força de atrito
- Resultante de um sistema de forças
- Movimento retilíneo e uniforme
- Força de atração gravitacional
- Massa e peso. Unidades SI
- Produção e recepção do som
- Propagação do som em diversos meios
- Velocidade do som
- Propriedades do som (altura, intensidade e timbre)
- Carga elétrica
- Circuito elétrico. Diferença de potencial e intensidade da corrente
- Efeito magnético da corrente elétrica
- Campo magnético

4.1.2-Componente da Química:

A componente de Química de 11º Ano, está organizada em duas unidades: “Química e Indústria: Equilíbrios e Desequilíbrios” e “ Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra”.

Com a primeira unidade visa salientar-se a importância social e económica da indústria química, geradora de bens de consumo de grande importância para os hábitos e estilos de vida atuais, bem como fazer a análise das suas implicações sobre o planeta, e em particular sobre os seres humanos.

Segundo (Ministério da Educação, 2003), a formação dos jovens neste domínio, é fundamental, não tanto para a compreensão dos processos químicos envolvidos, mas para a sensibilização sobre uma realidade que é afastada dos olhares do grande público.

Esta unidade centra-se, toda ela, em volta da produção industrial do amoníaco, pois este é, um excelente exemplo para se compreender e aplicar conceitos de equilíbrio químico, bem como compreender que a manipulação de determinados fatores pode influenciar a situação de equilíbrio químico.

A segunda unidade “Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra”, têm como tema orientador “a água”. Esta unidade visa desenvolver a compreensão dos alunos sobre os sistemas aquosos naturais, distinguir águas próprias para vários tipos de consumo de outras, interpretar diferenças na composição de águas da chuva, de lençóis freáticos e do mar. Para que este objetivo possa ser alcançado desenvolvem-se conceitos do domínio do ácido-base e da solubilidade, nos quais o equilíbrio químico surge como conceito implícito. Uma abordagem simples de oxidação-redução também é prevista.

Esta unidade visa também a reflexão sobre a temática da sustentabilidade, e incentivar a necessidade de ações individuais e coletivas que não agravem a situação, já que invertê-la é praticamente impossível.

“Em ambas as unidades, as atividades práticas de sala de aula ou de laboratório devem ser entendidas como vias para alcançar aprendizagens específicas e não como algo que se executa após o desenvolvimento dos temas num formato expositivo. O êxito das tarefas na sala de aula depende do trabalho prévio e da reflexão posterior com vista à consolidação de aprendizagens...”

(Ministério da Educação, 2003)

4.2-Manuais escolares:

O manual escolar é o principal instrumento pedagógico nas aulas de ciências e constitui uma das decisões curriculares mais importantes de muitos professores. O manual exerce uma grande influência na aprendizagem dos alunos, dado que orienta e dirige muitas das atividades dos alunos assim como a dos professores (Campanario & Otero, 2000).

Os manuais adotados, no 11º ano de escolaridade, pelos professores da Escola Secundária Severim de Faria foram: “11F-Física e Química A- Bloco 2-11.º/12.ºAno”, para a componente da Física, e “Jogo De Partículas- Física e Química A-11.ºano” para a componente da Química, ambos da Texto Editora.

Em conjunto com os manuais vinham também os respetivos livros de exercícios e um CD com o manual em formato digital.

O manual, “11F-Física e Química A- Bloco 2-11.º/12.ºAno”, está dividido em duas unidades-“ Movimentos na terra e no espaço” e “Comunicações”. Cada unidade possui subunidades, nas quais, os conteúdos e conceitos a abordar, são apresentados com recurso a textos, gráficos, imagens, tabelas e diagramas.

A par com o texto existem notas laterais com o intuito de sintetizar e destacar os aspetos mais importantes do texto apresentado. Possui questões resolvidas, e por resolver. As respetivas soluções encontram-se no final do livro.

No final de cada unidade, são apresentadas as atividades laboratoriais prevista no programa, contendo questões pré e pós laboratoriais, e também mais exercícios.

O manual, “Jogo De Partículas- Física e Química A-11.ºano”, encontra-se igualmente dividido por duas unidades- “Química e Indústria: Equilíbrios e Desequilíbrios”, “ Da Atmosfera ao Oceano: Soluções da Terra e para a Terra”. Cada unidade possui subunidades em que são apresentados os conteúdos com recurso a textos, gráficos, imagens, tabelas e diagramas. No início de cada subunidade, são apresentados os objetivos a atingir, no final existe uma esquematização com as ideias mais importantes, e mais exercícios.

As atividades laboratoriais, vêm compiladas num outro livro, que faz parte integrante do pacote que o aluno adquire.

4.3-Planificação e condução das aulas

Como referi no capítulo 3, quando iniciei a Prática de Ensino Supervisionada, todo o trabalho inicial de planificação, já tinha sido adiantado pelo Professor Cooperante. Apenas me foi solicitado que lecionasse uma ou duas aulas de 90 minutos, ao longo do ano todo, no ensino secundário (11.ºAno), que na minha opinião foi muito pouco.

A carga horária semanal do 11.º ano era de 5 horas e 25 minutos, divididas em duas sessões de 90 minutos, e outra sessão de 135 minutos. Normalmente as sessões de 90 minutos eram teóricas, e a de 135 minutos era de carácter laboratorial/prático.

Assim, fiquei responsável por lecionar a subunidade, “Produção Industrial do Amoníaco”, que ocupava cerca de dois tempos letivos de 90 minutos. Foi-me também pedido que fizesse uma pequena demonstração prática sobre o Princípio de Le Chatelier.

Da unidade 2, “Da Atmosfera ao Oceano-Soluções na Terra e para a Terra” apenas desenvolvi uma pequena aula sobre titulações ácido-base.

Apenas, me foi pedido para lecionar aulas da componente de química. Estive presente em praticamente todas as aulas do 11.º ano, o que fez com que eu conhecesse melhor a turma. Esta minha presença, também me ajudou a aprender mais sobre os métodos de ensino praticados pelo Dr. António Ramalho bem como a própria gestão de sala de aula.

4.3.1-Componente da Química:

As competências que se pretendia alcançar com subunidade, “Produção Industrial do Amoníaco e Controlo”, de acordo com o Programa de Física e Química A, eram:

- Interpretar uma reação reversível como uma reação em que os reagentes formam os produtos da reação, diminuem a sua concentração, não se esgotando, e em que, simultaneamente, os produtos da reação reagem entre si para originar os reagentes;
- Reconhecer que existem reações reversíveis em situação de não equilíbrio (caso do $2\text{O}_3 \rightleftharpoons 3\text{O}_2$);
- Representar uma reação reversível pela notação de duas setas com sentidos opostos (\rightleftharpoons) a separar as representações simbólicas dos intervenientes na reação;

- Identificar reação direta como a reação em que, na equação química, os reagentes se representam à esquerda das setas e os produtos à direita das mesmas e reação inversa aquela em que, na equação química, os reagentes se representam à direita das setas e os produtos à esquerda das mesmas (convenção);
- Associar estado de equilíbrio a todo o estado de um sistema em que, macroscopicamente, não se registam variações de propriedades físico-químicas;
- Associar estado de equilíbrio dinâmico ao estado de equilíbrio de um sistema, em que a rapidez de variação de uma dada propriedade num sentido é igual à rapidez de variação da mesma propriedade no sentido inverso;
- Identificar equilíbrio químico como um estado de equilíbrio dinâmico
- Caracterizar estado de equilíbrio químico como uma situação dinâmica em que há conservação da concentração de cada um dos componentes da mistura reacional, no tempo;
- Interpretar gráficos que traduzem a variação da concentração em função do tempo, para cada um dos componentes de uma mistura reacional;
- Associar equilíbrio químico homogéneo ao estado de equilíbrio que se verifica numa mistura reacional com uma só fase;
- Identificar a reação de síntese do amoníaco como um exemplo de um equilíbrio homogéneo quando em sistema fechado;
- Escrever as expressões matemáticas que traduzem a constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) de acordo com a Lei de Guldberg e Waage;
- Verificar, a partir de tabelas, que K_c depende da temperatura, havendo portanto, para diferentes temperaturas, valores diferentes de K_c para o mesmo sistema reacional;
- Traduzir quociente de reação, Q , através de expressões idênticas às de K em que as concentrações dos componentes da mistura reacional são avaliadas em situações de não equilíbrio (desequilíbrio);
- Comparar valores de Q com valores conhecidos de K_c para prever o sentido da progressão da reação relativamente a um estado de equilíbrio;
- Relacionar a extensão de uma reação com os valores de K_c dessa reação;
- Relacionar o valor de K_c com $K.c$, sendo $K.c$ a constante de equilíbrio da reação inversa;

- Utilizar os valores de K_c da reação no sentido direto e K_c da reação no sentido inverso, para discutir a extensão relativa daquelas reações;
- Referir os fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reacional (temperatura, concentração e pressão) e que influenciam o sentido global de progressão para um novo estado de equilíbrio;
- Prever a evolução do sistema reacional, através de valores de K_c , quando se aumenta ou diminui a temperatura da mistura reacional para reações exoenergéticas e endoenergéticas;
- Identificar a lei de Le Chatelier (Henri Le Chatelier, químico termodinâmico francês), enunciada em 1884, como a lei que prevê o sentido da progressão de uma reação por variação da temperatura, da concentração ou da pressão da mistura reacional;
- Reconhecer que o papel desempenhado pelo catalisador é o de aumentar a rapidez das reações direta e inversa, por forma a atingir-se mais rapidamente o estado de equilíbrio (aumento da eficiência), não havendo, no entanto, influência na quantidade de produto obtida

Como ponto de partida, para a planificação desta subunidade, pesquisei acerca das concepções alternativas, que os alunos normalmente têm sobre este tema, e a partir daí desenvolvi todo o corpo da aula. Foi também consultada variada bibliografia Científica.

Segundo o programa da disciplina Física e Química A:

“O conceito de equilíbrio químico, eventualmente pelo seu carácter abstrato e pela exigência do domínio de um largo número de outros conceitos químicos, tem-se revelado de difícil compreensão, sendo elevado o número de concepções alternativas identificadas e referenciadas em literatura do âmbito da Didática da Química. De entre as concepções (cerca de vinte) que, marcadamente, os alunos evidenciam, destaca-se a visão estática do equilíbrio químico (nenhuma reação ocorre), a visão compartimentada do equilíbrio (sistema constituído por dois compartimentos individualizados para as reações direta e inversa), a igualdade de concentrações de reagentes e de produtos na situação de equilíbrio, o recurso a

modelos híbridos (cinético e termodinâmico) para interpretação dos valores da constante de equilíbrio e ainda a generalização inadequada da aplicação da lei de Le Chatelier. Muitos destes estudos orientam ainda ou sugerem estratégias de ensino para ultrapassar algumas das dificuldades identificadas.

No entanto, o conceito de equilíbrio químico é muito importante não só como construção teórica do domínio da Química conceptual, mas também porque é essencial para a compreensão de muitos fenómenos em áreas como ácido-base, oxidação-redução e solubilidade.” (Ministério da Educação, 2003)

Aula n.º1²¹:

Esta aula tinha como tema central, o equilíbrio químico. Para se estudar o equilíbrio químico, surge a necessidade de se ensinarem conceitos, que facilitam a compreensão do mesmo. O conceito de reações reversíveis e irreversíveis e reações completas e incompletas, é um excelente ponto de partida para chegar ao tema principal da aula.

De modo a introduzir estes conceitos, iniciei a aula queimando um pedaço de papel, e questionando os alunos se se trataria de uma reação completa ou incompleta. Após se ter chegado à conclusão de que se tratava de uma reação completa, pois um dos reagentes esgotou-se por completo, foi então explicado que uma reação será incompleta se independentemente dos reagentes estarem, ou não, em quantidades estequiométricas, a reação progride só até à obtenção de uma dada quantidade de produtos, sem que nenhum dos reagentes (nem mesmo o limitante) se esgote. Em seguida foi explicado o que eram reações reversíveis e irreversíveis, bem como a sua representação (reações

²¹ Plano de aula em anexo Página 137

reversíveis representam-se com uma dupla seta). Agora já tinha as bases necessárias, para introduzir o que era o conceito de equilíbrio químico. Para este efeito, foi escolhida a reação do iodo com o Hidrogénio. Foi escolhida esta reação, pois do meu ponto de vista, sendo o conceito de equilíbrio químico tão abstrato, era mais fácil de o compreender através de um exemplo colorimétrico. Foram também analisadas curvas de variação das concentrações dos reagentes e dos produtos de reação, em função do tempo ($C=f(t)$), o que facilitou a visualização e a compreensão do equilíbrio químico. Tentei sempre que possível, chamar a atenção para:

- O carácter dinâmico do equilíbrio químico.
- As concentrações de todos os participantes (reagentes e produtos) tornarem-se constantes e não necessariamente iguais.
- Esse tipo de equilíbrio somente ocorre em sistemas fechados (onde não há troca de matéria com o ambiente).

Para consolidar as aprendizagens, foram feitos exercícios sobre a aula.

Esta aula, a meu ver, foi demasiado expositiva, embora tenha havido várias intervenções por parte dos alunos, notou-se perfeitamente que foi monótona e com falta de entusiasmo por parte do professor. Esta falta de entusiasmo deve-se, não ao facto de não gostar do que estava a fazer mas sim, talvez, por ser a primeira intervenção que fazia naquela turma.

Aula nº2²²:

²² Plano de aula em anexo Página 146

Os objetos de ensino desta aula foram: Constante de equilíbrio químico- lei de Guldberg e Waage, quociente da reação (Q), e relação destas como indicador do sentido dominante da progressão da reação, e o Princípio de Le Chatelier.

Partindo da reação do amoníaco, e de uma serie de concentrações empíricas foi deduzida a lei de Guldberg e Waage.

Assim chegou-se à conclusão, que à mesma temperatura e para uma mesma reação existe uma relação que se mantém constante, que é chamada de contante de equilíbrio.

Com o auxílio do PowerPoint, foi também explicada a importância de saber o valor da constante de equilíbrio, bem como a sua relação com a extensão da reação. Após os alunos compreenderem a noção de constante de equilíbrio, introduziu-se a noção de quociente de reação, com uma pergunta- “Será que se soubermos as concentrações iniciais dos reagentes e dos produtos de uma determinada reação e o respetivo K_c , temos forma de saber, sem calcular as concentrações no equilíbrio, se a reação está em equilíbrio ou não?”

Nas minhas aulas, utilizei variadas vezes, perguntas para introduzir conceitos novos pois penso que além de ser algo que desperta a atenção do aluno, também ajuda à interação professor/aluno quebrando a monotonia da exposição.

O princípio de Le Chatelier, foi introduzido a partir de um objeto do nosso dia-a-dia”, o galo do tempo”, este galo muda de cor consoante as mudanças climáticas. A partir desta introdução, desenvolveu-se o tema até ao final da aula.

Aula n.º²³:

Nesta aula pretendia-se estudar as volumetrias ácido-base bem como as curvas de titulação. Com base neste objetivo, ao planificar a aula decidi que a mesma se iria dividir em dois momentos.

O primeiro momento seria de carácter teórico e o segundo prático.

Assim, na primeira parte da aula, fiz uma exposição teórica sobre o assunto que pretendia desenvolver. Para facilitar a exposição dos conteúdos, utilizei um PowerPoint e uma animação interativa sobre curvas de titulação.

²³ Plano de aula em anexo Página 142

Na segunda parte da aula, fiz a demonstração prática de uma volumetria ácido-base²⁴, à medida que fazia a atividade prática fui revisitando todos os conceitos explicados na primeira parte da aula.

Inicialmente, quando fiz a planificação desta aula, tinha decidido que eram os alunos a fazer esta atividade, mas por motivos que me são alheios foi-me solicitado que fosse apenas de carácter demonstrativo.

Certamente que seria mais proveitoso, se os alunos tivessem um papel ativo na atividade experimental. As palavras de Confúcio, “O que eu ouço, esqueço. O que eu vejo, lembro. O que eu faço, aprendo”, continuam bastante atuais.

Ao refletir sobre esta aula, e após receber as críticas feitas pelos orientadores, conclui que teria sido mais rentável se tivesse trocado a ordem da aula, isto é, se primeiro tivesse feito a volumetria ácido-base e só depois fazer a exposição da matéria.

²⁴ Protocolo experimental em anexo Página 62

Capítulo 5: Reflexão crítica

“O professor só pode ensinar quando está disposto a aprender”

Janoí Mamedes

Ao fazer o balanço crítico de todo o trabalho desenvolvido na Escola Secundária Severim de Faria, no âmbito da unidade curricular PES, conclui que este, acima de tudo, se traduziu num conjunto de aprendizagens que são impossíveis de atingir apenas durante o percurso universitário.

Muitas foram as dificuldades, receios e dúvidas, com as quais me deparei ao longo do ano, mas empenhei-me sempre para as ultrapassar, com a ajuda claro dos restantes membros do núcleo de estágio. Tanto o Professor Doutor Vítor Oliveira como o Doutor António Ramalho, tiveram um papel muito importante no meu desenvolvimento. As suas críticas, sempre construtivas, claro, fomentaram em mim muitas mudanças positivas. Ao receber os seus comentários, tentei sempre que possível refletir sobre estes, e modificar as minhas atitudes. Sinto, que se fosse hoje, não faria nada da mesma maneira, no fim do ano reconheço, ser uma pessoa completamente transformada tanto a nível pessoal como profissional, passei a olhar o ensino de um modo completamente diferente no bom sentido claro.

Desmistificou-se ao longo do ano, a ideia de que dominar os conteúdos a lecionar é o suficiente para garantir uma boa aprendizagem nos alunos. Para além disso é fundamental o modo como são ensinados os conteúdos e não menos importante, a forma como o professor se relaciona com o aluno. Durante o ano, tive alguns problemas em relação à gestão de sala de aula, parte deles causados pela minha atitude defensiva com os alunos. Na verdade, o que eles necessitavam era, muitas vezes, de atenção, e eu certamente de mudar de atitude para com eles. Estas pequenas dificuldades, muitas vezes originaram que o plano de aula não fosse cumprido na sua totalidade. Aliás, muitas vezes é difícil cumprir o plano de aula. Uma intervenção, uma conversa, uma dúvida pode pô-lo totalmente em causa. Não olho para isto como um problema, mas

como um modo de o professor aprender também a ser flexível, não podemos ignorar as dúvidas dos alunos, e simplesmente passar à frente.

A planificação, sem dúvida que é um dos melhores meios que o professor tem para atingir os seus objetivos. Planificar é uma tarefa difícil e morosa, mas é sem dúvida uma das mais importantes, é como se fosse o “GPS” para se chegar ao destino pretendido. É mesmo isto, que é o objetivo do ensino, é escolher o destino e a forma de se chegar a este, não a mais fácil ou a menos morosa, mas sim aquela mais produtiva. São sempre os alunos que determinam os métodos e recursos didáticos que o professor irá utilizar.

Na minha opinião, este novo modelo de estágio dificultou a minha integração na comunidade escolar. Muitas vezes no decorrer do ano letivo, senti não ser aluna nem professora. Esta situação dificultou um pouco a gestão de sala de aula, pois eu não era responsável por nenhuma turma, lecionava apenas algumas aulas e assistia às restantes, na prática não tinha autoridade suficiente para fazer escolhas e tomar decisões.

No final do ano, tenho a sensação de dever cumprido mas também que a minha formação não terminou aqui. A minha formação irá continuar ao longo da vida, aprendendo com os meus alunos, com os meus futuros colegas e até mesmo com os meus erros. Urge a necessidade, de o professor se reinventar dia após dia, e de estar sempre aberto à mudança.

O estágio foi apenas uma janela que se abriu de modo a que eu visse o quanto é bela e ao mesmo tempo difícil, a tarefa de ensinar.

Bibliografia:

- ✓ Aleixandre, M. (2000). Modelos Didáticos. In P. C. De León, & F. j. Palacios, *Didáctica de las ciencias experimentales* (pp. 167-186). Alcoy: Marfil.
- ✓ Arends, R. I. (1999). *Aprender a ensinar*. Lisboa: McGraw-Hill.
- ✓ Augusto, M. (1973). *Educacional(para Jovens e Adultos)*. Porto: Porto Editora.
- ✓ Campanario, J. M., & Otero, J. (2000). La comprensión de los libros de texto. In F. Palacios, & P. León, *Didáctica de las ciencias experimentales* (pp. 323-338). Alcoy: Editorial Marfil, S.A.
- ✓ Driver, R., Guesne, E. & Tiberghien, A. (1992). Algunas características de las ideas de los niños y sus implicaciones en la enseñanza. In R. Driver, E. Guesne & A. Tiberghien (Coord.), *Ideas científicas en la infância y la adolescência* (pp. 291-304). Madrid: Morata.
- ✓ Chang, R. (1994). *Química, (5ª ed.)*. Lisboa: McGrawHill.
- ✓ Ferreira, H. (2004). *A evolução do ensino da matemática em Portugal*. Tese de Mestrado. Braga: universidade do Minho.
- ✓ Fiolhais, C. (2007). *Física divertida*. Lisboa: Gradiva
- ✓ Gonick, L. & Huffmann, A. (2005). *A física em banda desenhada* (M. Entradas, Trad.). Lisboa: Gradiva. (Obra original publicada 1990)
- ✓ Guesne, E. (1992). La luz. In R. Driver, E. Guesne, & A. Tiberghien, *Ideas Científicas en la infancia y la adolescencia* (pp. 31-61). Madrid: Morata.
- ✓ Joyce, B., & Weil, M. (1985). *Modelos de Enseñanza*. Madrid: Anaya.
- ✓ Luzuriaga, L. (1977). *História da Educação e da Pedagogia*. Lisboa: Companhia Editora.
- ✓ Maciel, N., Miranda, A., & Marques, M. (2007). *Guia do Professor: Eu e o Planeta azul, Sdustentabilidade na Terra*. Porto: Porto Editora.

- ✓ Maciel, N., Miranda, A. & Marques, M. (2011). *Eu e o planeta Azul-Sustentabilidade na Terra*. Lisboa: Porto Editora

- ✓ Ministério da Educação, Departamento da Educação Básica (2001). *Ensino Básico: Ciências Físicas e Naturais. Orientações curriculares para o 3º ciclo do Ensino Básico*. Lisboa: Autor.

- ✓ Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário (2003). *Programa de Física e Química A 10º ou 11º anos*. Lisboa: Autor.

- ✓ Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário (2003). *Programa de Física e Química A 11º ou 12º anos*. Lisboa: Autor.

- ✓ Paiva, J.(2007). *O fascínio de ser professor*. Lisboa: Texto Editores

- ✓ Paiva, J., & Fonseca, s. (s.d.). *Nautilus*. Obtido em 25 de 2 de 2012, de http://nautilus.fis.uc.pt/personal/jcpaiva/pp2/files/curriculum/didqui1/pagina/6/5/5C/conc_alternativas.pdf

- ✓ Pereira, D,& Valadares, J. (1991). *Didática da Física e da Química-volume I*. Lisboa: Universidade Aberta

- ✓ Pereira, D,& Valadares, J.(1991). *Didática da Física e da Química-volume II*. Lisboa: Universidade Aberta

- ✓ Piaget, J. (1964). *La Phychologie de LÍntelligence*. Paris: A.Collin.

- ✓ Ramalho, A(S.d). *Pressupostos teóricos/práticos potenciadores dinâmicos da aprendizagem em Ciências Físico/Químicas*. Artigo não publicado. Évora.

- ✓ Santos, D., & Ferreira, A. (1961). *História da educação*. Coimbra: Livraria Almedina.

- ✓ Teodoro, A. (1976). *Perspectivas do ensino em Portugal*. Porto: Cadernos: O Professor.

- ✓ Valadares, J. (12 de 09 de 2012). *Ensino Experimental das Ciências*. Obtido de <http://eec.dgcidc.min-edu.pt/>
- ✓ Valadares, J., & Gouveia, V. (2004). A aprendizagem em ambientes construtivistas: Uma pesquisa relacionada com o tema Ácido-base– V9(2). *Investigações em Ensino de Ciências*, pp. 199-220.
- ✓ Valadares, J., & Graça, M. (1998). *Avaliando...para melhorar a aprendizagem*. Lisboa: Plátano.

Anexo I:
Protocolos experimentais



Escola Secundária de Severim de Faria – Évora

Ciências Físico-Químicas 8º Ano

2011/2012

Atividade experimental/Grupo:

Espelho meu...haverá alguém mais bonito do que eu?

Data:

Nome dos alunos:

Objetivos:

- Reconhecer as características das imagens nos espelhos planos
- Conhecer os tipos de espelhos esféricos.
- Determinar as características das imagens formadas pelos espelhos esféricos.
- Reconhecer a aplicabilidade prática de diferentes tipos de espelhos, atendendo às características das imagens que produzem.

Material:

- Dois espelhos planos.
- Um vidro transparente.
- Um espelho esférico côncavo.
- Um espelho esférico convexo.
- Uma colher de sopa.
- Duas velas
- Fósforos ou isqueiro
- Plasticina
- Régua

Estação Experimental 1



$\Delta t = 25 \text{ min}$

1. Coloca a vela em frente ao espelho plano e uma régua ao lado. Faz coincidir a posição 0 da régua com o espelho e coloca a vela à distância que quiseres.

a) Indica a distância a que colocaste a vela do espelho.

b) Responde as seguintes questões.

- O tamanho da imagem relativamente ao tamanho do objeto é...
(selecciona a opção correta)
 - a) Maior
 - b) Menor
 - c) Igual.
- A distância da imagem ao espelho é...
(selecciona a opção correta)
 - a) Maior do que a distância do objeto ao espelho.
 - b) Igual à distância do objeto ao espelho.
 - c) Menor do que a distância do objeto ao espelho.
- A imagem é direita ou invertida?

- A imagem é virtual ou real? Justifica.

2. Troca o espelho do ponto 1, por um vidro transparente.

a) Senta-te em frente ao vidro de forma a conseguires ver a imagem da vela, refletida no vidro.

b) Acende a vela.

c) Coloca uma vela, semelhante á anterior (mas apagada), no lugar onde a imagem é formada, por trás do vidro.

d) Faz coincidir a imagem da chama que vês no vidro com a vela que está atrás, de forma a parecer que a vela de trás também está acesa.

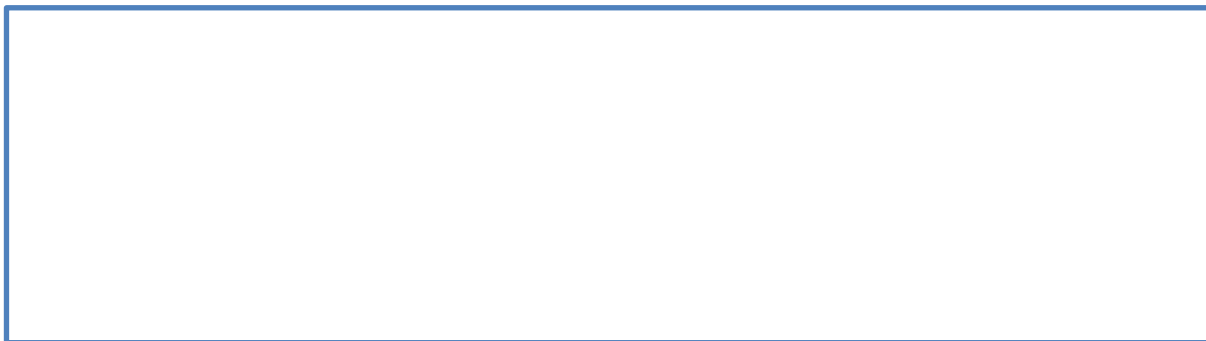
e) Afasta a vela que está acesa, do vidro aproximadamente 10 cm a partir da posição inicial, deixa a vela que está atrás no mesmo sítio. O que observas?

f) Imagina que querias, que a vela que está atrás do vidro parecesse, que estava acesa de novo. O que terias de fazer?

3. Escreve a palavra FÍSICA num papel.

a) Coloca o papel de forma a poderes observar esta palavra ao espelho.

Desenha o que observas.

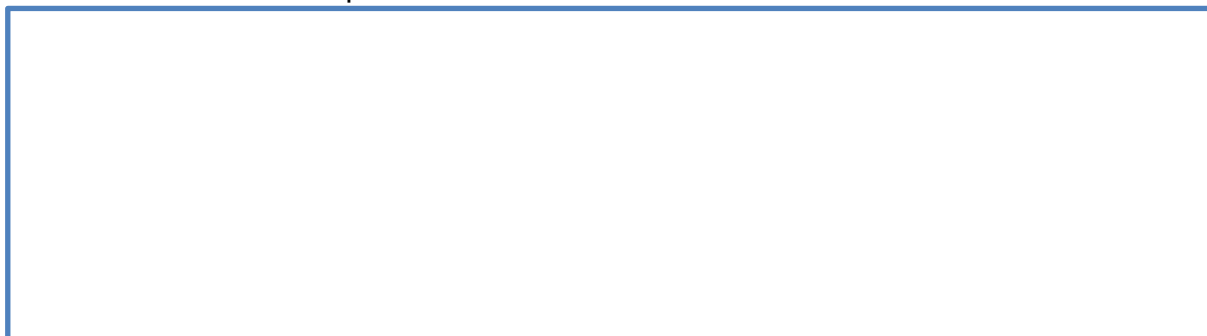


O que podes concluir quanto à simetria da imagem relativamente ao objeto?

4. Agora imagina a seguinte situação.

O senhor João estava no seu carro, de repente ouviu uma sirene. Olhou pelo espelho retrovisor, e reparou que era uma ambulância. Então o Sr. João encostou o carro deixando passar a ambulância que ia em emergência médica.

a) Como escreverias ambulância no capô do veículo, para que o senhor João ao olhar pelo retrovisor a visse escrita corretamente.



3. Coloca dois espelhos, de forma a fazerem um ângulo de 120° . Utiliza a plasticina como suporte dos espelhos.

a) Agora, coloca um objeto escolhido por ti, entre os dois espelhos.

b) Diminui sucessivamente o ângulo entre os dois espelhos. O que observas?

d) Coloca os espelhos frente a frente, com o objeto no meio. O que observas?

e) O que podes concluir? Justifica o que acontece com o número de imagens refletidas.

Estação Experimental 2

Espelhos curvos



$\Delta t = 20 \text{ min}$

No dia-a-dia utilizamos vários espelhos, planos ou curvos (côncavos e convexos), de acordo com os objetivos que temos. Pretende-se escolher um espelho para as seguintes aplicações: espelho de maquilhagem, espelho de cruzamento e espelho retrovisor de um carro.

Nota: Nesta estação deves pedir ao teu professor para te ajudar a procurar informação na internet; podes também recorrer ao teu manual.

1. O que é um espelho?
2. Será que os espelhos nos fornecem imagens todas iguais?
3. Observa uma colher de sopa. Esta possui duas superfícies refletoras curvas.
 - a) Que tipo de espelho representa a superfície interior da colher?
 - b) Que tipo de espelho representa a superfície exterior da colher? Justifica
 - c) Caracteriza a imagem formada na superfície interior.
 - d) Caracteriza a imagem formada na superfície exterior.
4. Observa uma bola da árvore de natal.
 - a) Será que pode funcionar como uma superfície espelhada? Porquê?
 - b) Caracteriza a imagem formada na bola de natal.

c) Que tipo de espelho representa a superfície da bola? Justifica

5. Com base nas experiências anteriores e no que já estudaste, que tipo de espelho escolherias para construir cada um dos seguintes utensílios?

Utensílios	Tipos de espelho
Espelho de maquilhagem	
Espelho de roupeiro	
Retrovisor de um carro	

Fatores que afetam a velocidade das reações químicas

Atividade 1

Material:

- 2 Balões
- 2 Erlenmeyer
- 1 Proveta

Reagentes:

- Água
- 2 Pastilhas efervescentes

Procedimento:

1. Mede na proveta 25 ml de água.
2. Transfere a quantidade medida para o Erlenmeyer.
3. Repete o mesmo procedimento para o outro Erlenmeyer.
4. Num dos Erlenmeyers coloca uma pastilha efervescente inteira.
5. No outro Erlenmeyer coloca uma pastilha efervescente triturada.
6. Coloca rapidamente, na boca de cada um dos Erlenmeyers, um balão.
7. Observa o que acontece.
8. Regista as tuas observações.

Registos:

Qual dos balões encheu mais rapidamente?

Que conclusão podes retirar sobre a velocidade da reação nesta atividade?

Qual o fator que afetou a velocidade da reação química?

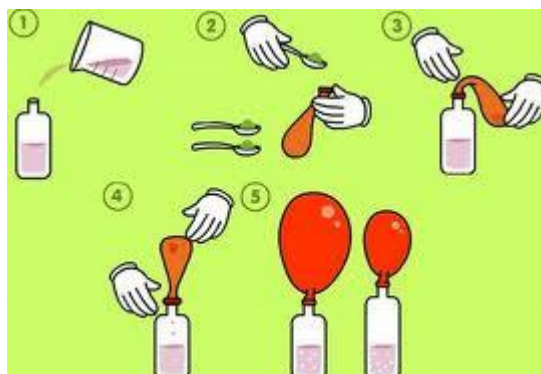
Atividade 2:

Material:

- 2 Balões
- Espátula
- 2 Erlenmeyers
- 1 Proveta

Reagentes:

- Bicarbonato de sódio
- Vinagre



Procedimento:

1. Com a ajuda de uma espátula, enche os dois balões com bicarbonato de sódio o primeiro com 10g e o outro balão com 20g.
2. Mede com a ajuda de uma proveta 25 ml de vinagre e transfere-o para o Erlenmeyer.
3. Repete o mesmo procedimento para o outro Erlenmeyer.
4. Escolhe um conjunto balão + erlenmeyer, e determina a sua massa.
5. Rotula o erlenmeyer com a massa que, obtiveste na balança
6. Coloca, cada um dos balões na boca do Erlenmeyer.
7. Levanta o balão para que o bicarbonato de sódio reaja na sua totalidade com o vinagre.
8. Repete o procedimento para o outro balão.
9. Observa o que acontece.
10. Volta a determinar a massa do conjunto inicial, agora após a reação.
11. Regista as tuas observações.

Registos:

Observações:

Qual a massa inicial e final do conjunto balão + erlenmeyer?

Que conclusões podes retirar da observação anterior?

Qual é o nome da lei em que te baseaste?

Qual o factor que afectou a velocidade da reacção química?

Atividade 3:

Material:

- 2 Gobelés
- 2 Varetas de vidro
- 1 Proveta
- 1 Espátula

Reagentes:

- Água quente
- sal

Procedimento:

1. Mede quantidades iguais de água e transfere-a para os gobelés.

2. Aquece a água de um dos gobelés.
3. Adiciona a ambos os gobelés quantidades idênticas de sal.
4. Agita com a vareta de vidro.
5. Responde à questão.
O que prevês que vá acontecer?

6. Observa o que acontece.
7. Regista as tuas observações.

Registos:

Podemos concluir que o cloreto de sódio é:

- Solúvel em água.
- Insolúvel em água
- Pouco solúvel em água

Neste caso, qual será o fator que alterou a velocidade de reação?

Atividade 4:

Material:

- 1 Balança
- 2 Gobelés
- 1 Proveta

Reagentes:

- 1 Batata
- Água oxigenada



Procedimento:

1. Corta uma rodela de batata e mede a sua massa.
2. Regista o valor da massa da rodela= _____ g
3. Coloca em dois gobelés a mesma quantidade de água oxigenada (10 ml).
4. Num dos gobelés introduz a rodela de batata.
5. Volta a medir a massa da rodela de batata
6. Regista o valor que mediste, massa da rodela= _____ g
7. Observa o que acontece.
8. Regista as tuas observações.

Registos:

O que se verifica quanto à massa da rodela de batata?

Qual será o papel da rodela de batata na reação?

Qual foi o fator que influenciou a velocidade da reação química?

Neutralização ácido-base

1. Questão problema:

- Como identificar se os resíduos são de um ácido/base forte?
- Como neutralizar resíduos de ácidos/bases do laboratório de Química da escola?
- Como determinar a concentração inicial em ácido?

2. Introdução:

A titulação é uma técnica que permite determinar a concentração desconhecida de um ácido ou de uma base. Para o efeito, faz-se reagir este ácido (ou base) com uma base (ou ácido) de concentração rigorosamente conhecida, até reação completa, ou seja, até à sua neutralização.



3. Material:

- Balões Erlenmeyer (ou matrizes)
- Bureta com suporte,
- Garra
- Funil para bureta
- Esguicho
- Frascos de recolha de restos
- Pompete
- Suporte Universal
- Pipeta volumétrica de 20,0 mL
- Indicador ácido-base (azul de bromotimol ou fenolftaleína)
- Água desionizada
- Solução aquosa de HCl com concentração aproximada
- Solução padrão de NaOH 0,1000 mol/dm³

4. Procedimento experimental:

1. Medir rigorosamente, com uma pipeta, 3 tomas de 20 cm³ da solução ácida fornecida, para cada um dos três balões de erlenmeyer.

2. Adicionar 3 a 5 gotas de indicador, previamente escolhido atendendo ao tipo de titulação, a cada balão.
3. Encher a bureta (de 25 cm³), devidamente preparada, com a solução padrão de NaHO de concentração rigorosa.
4. Registrar o volume inicial de titulante na bureta, atendendo aos algarismos significativos.
5. Adicionar cuidadosamente o titulante contido na bureta, ao titulado contido no matraz, até ocorrer a viragem de cor do indicador que permaneça por agitação durante 30 s.
6. Registrar o volume final de titulante na bureta, atendendo aos algarismos significativos
7. Repetir o ensaio até obter 3 volumes concordantes ($\Delta V \leq 0,10$ mL) e calcular a média destes e a concentração da solução do ácido-problema.

Anexo II:
Fichas de Avaliação



27 Abril 2012

1. Classifica as reações químicas seguintes, quanto à velocidade a que ocorrem.

- a. Formação dos combustíveis fósseis. _____
- b. Formação da ferrugem, num prego exposto ao ar. _____
- c. Combustão do gás usado nas cozinhas. _____
- d. Digestão dos alimentos. _____
- e. Explosão de uma bomba. _____

2. Assinala com um X a opção que completa corretamente cada uma das seguintes frases:

A – Quando se aumenta a concentração dos reagentes

- a) ... a velocidade da reação química não sofre alteração.
- b) ... a velocidade da reação química diminui.
- c) ... a velocidade da reação química aumenta.

B – Quando se diminui a temperatura dos reagentes

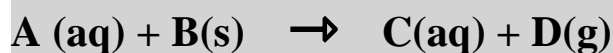
- a) ... a velocidade da reação química não sofre alteração.
- b) ... a velocidade da reação química diminui.
- c) ... a velocidade da reação química aumenta.

C- Quando se adiciona um catalisador

- a) ... a velocidade da reação química não sofre alteração.
- b) ... a velocidade da reação química diminui.
- c) ... a velocidade da reação química aumenta.

3. Para acender uma lareira, usamos pequenos ramos, mas, para a conservar acesa, colocamos grandes troncos. Porquê?

4. Uma solução aquosa A reage com um sólido B. Forma-se uma solução aquosa C e liberta-se o gás D. O esquema seguinte traduz a reação:



Para cada uma das seguintes afirmações, indica se **aumenta**, **diminui** ou **não altera a velocidade** da reação.

- a. Aumentar a concentração da solução A. _____
- b. Aumentar a temperatura dos reagentes. _____

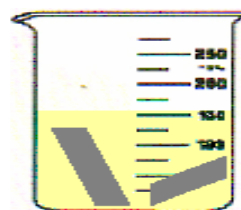
- c. Aumentar a superfície de contacto de reagente sólido. _____
d. Diminuir a concentração da solução A e diminuir a temperatura dos reagentes. _____

5. Indica o **fator** que influencia a velocidade das reações químicas em cada uma das seguintes situações:

- a. O leite conserva-se no frigorífico. _____
b. A carne estraga-se mais facilmente quando é picada. _____
c. O dióxido de enxofre ajuda a conservar o vinho. _____
d. Os detergentes líquidos mais concentrados tornam as limpezas mais eficazes. _____
e. O sumo de limão ataca o calcário; o mesmo não se observa quando nele se deixa cair refresco de limão. _____

6. Deitando algumas gotas de ácido clorídrico sobre placas de zinco, observa-se a formação de um gás. Dos processos a seguir indicados, seleciona, com uma cruz, qual ou quais faria(m) aumentar a velocidade da reação.

- a. Usar zinco em pó. ____
b. Adicionar água à reação. ____
c. Usar ácido clorídrico mais concentrado. ____
d. Diminuir a temperatura a que a reação ocorre. ____
e. Adicionar um catalisador. ____



7. Classifica como **verdadeiras** (V) ou **falsas** (F) as afirmações que se seguem, e corrige as falsas .

- Um catalisador é uma substância que altera a velocidade de uma reação química sem reagir com os reagentes e sem se consumir.
- A velocidade de uma reação química normalmente diminui com o aumento da temperatura
- A velocidade de uma reação química é tanto maior quanto menor for o tempo que os reagentes demoram a transformar-se em produtos.



Bom Trabalho!

Anexo 3:

Planos de aula

3º Ciclo do ensino básico

Componente de Física

Plano de aula
Aula n.º1
90min

Sumario:

O que é a luz?

Espectro eletromagnético.

Diferença entre luz e o som.

15 minutos

1. Começar a aula questionando os alunos, se quando há trovoadas vem primeiro o relâmpago ou ouvem primeiro o trovão? Fazendo a comparação entre a velocidade do som e da luz, mostrar que se vê primeiro o relâmpago.



2. Seguidamente questionar os alunos da importância da luz no nosso dia-a-dia.



Relembrando que sem luz não poderia existir vida!

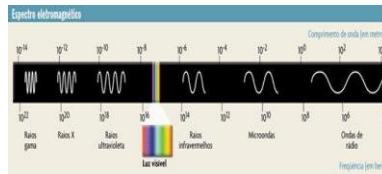
3. Questionar os alunos onde há luz nesta sala? (conceções alternativas).
4. Recordar que o sol é a nossa fonte luz principal?

15 Minutos

5. Explicar que a luz tem carácter ondulatório, e que **as ondas luminosas resultam da propagação de vibrações eletromagnéticas.**
6. Perguntar se tal como o som, a luz necessita de meio material para se propagar? Exemplificar com a luz do sol.
7. Dizer qual a velocidade da luz no vácuo.

35 Minutos

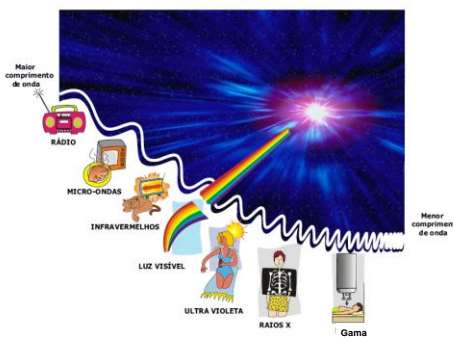
8. Através da imagem do espectro eletromagnético, explicar que a luz visível é apenas uma parte do espectro eletromagnético. E que tal como o som apenas vemos apenas algumas radiações eletromagnéticas. Falar acerca dos diferentes comprimentos de onda/frequência.



Velocidade de Propagação (m/s) $C = \lambda \times f$ Frequência (Hz)

Comprimento de onda (m)

9. Explicar algumas aplicações das ondas eletromagnéticas no nosso dia-a-dia.



10. Fazer um exercício no quadro.

Os astronautas deixaram uma câmara de televisão na lua. Quanto tempo demorou as ondas emitidas por essa câmara de TV a chegar a terra, que está a 400 000km da lua?

Um telemóvel emite na frequência de 900 megahertz (900MHz). Qual é o período e o comprimento das ondas emitidas e recebidas pelo telemóvel?

25min

11. Através do PowerPoint realçar a diferença entre ondas mecânicas e eletromagnéticas, dando exemplo das mesmas.
12. Com a ajuda de um pequeno filme (30s) lembrar a diferença entre ondas transversais e longitudinais.
13. Realçar as diferenças entre ondas sonoras e luminosas, recorrendo a imagens no PowerPoint, e ao filme anterior.

Fim

*Plano de aula
Aula n.º 2
90min*

Sumário.

Como se propaga a luz.

Fontes naturais e artificiais de luz.

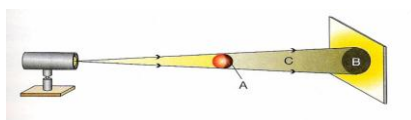
25min

1. Com o auxílio de uma vela, e dois cartões, mostrar a propagação retilínea da luz.

20min

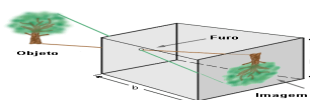
2. Recorrendo a uma imagem explicar como se formão as sombras,

É o princípio da **propagação retilínea da luz** que permite explicar como se formão as sombras



3. Explicar resumidamente como se formam as imagens na câmara escura.

Câmara escura



4. Através de diálogo e recorrendo a imagens, demonstrar a diferença entre fontes naturais de luz, e fontes artificiais.

15min

5. Fazer a distinção entre feixe e raio de luz.
6. Caracterizar os diferentes tipos de raios luminosos.
7. Associar os tipos de feixes a situações práticas do dia-a-dia.

CLASSIFICAÇÃO DOS FEIXES LUMINOSOS QUANTO AO MODO DE PROPAGAÇÃO		
Convergentes	Divergentes	Paralelos
		
O feixe de luz converge (concentra-se) num ponto.	O feixe de luz diverge a partir de um ponto da fonte.	O feixe de luz propaga-se sempre com os raios paralelos entre si.

20min

8. Fazer a distinção entre corpos luminosos e iluminados, recorrendo a objetos.
9. Fazer a classificação de diferentes objetos no quadro com o auxílio dos alunos.

10min

10. Fazer exercícios da página 48 do manual.

*Plano de aula
Aula nº3
45min+45min*

Sumário.

Triângulo de visão

Revisão das aulas anteriores

Materiais opacos, transparentes e translúcidos.

1. Breve síntese das aulas anteriores.

(10min)

2. Com o auxílio do quadro, pedir aos alunos para fazerem as setas no triângulo de visão.

(15min)

ENTÃO COMO CONSEGUIMOS VER
OS OBJECTOS?



3. Explicar como vemos os objetos.

4. Classificar os diferentes materiais em transparentes, opacos e Translúcidos. Utilizando uma lanterna e diferentes tipos de materiais.

(10min)

5. Alguns exercícios.

(10min)

6. Tarefa nº6

(25min)

7. Recorrendo a imagens explicar o que é a reflexão regular e difusa da luz.

(20min)

8. Explicar as leis da reflexão, através da bancada de ótica.

Material necessário:

- ✓ Vidro fosco
- ✓ Vidro transparente
- ✓ Material opaco.
- ✓ Lanterna de bolso

Plano de aula
Aula n.º 4
50 Min

Sumário:

Entrega e correção da tarefa n.º 6

Espelhos planos

Fazer a chamada dos alunos

1. Entrega da tarefa n.º 6
2. Correção da tarefa n.º 6
3. Explicar sucintamente como são feitos os espelhos.
4. Experiência demonstrativa da página 50 do manual. (Desafio 17)
5. Através de diálogo com os alunos, dizer quais as características das imagens obtidas num espelho plano.
6. Exemplificar, algumas das aplicações dos espelhos planos.
 - Quantidade de imagens através de dois espelhos planos, formando diverso ângulos entre si;
 - Caleidoscópio;
 - Periscópio;

2 Min

10 Min

10 Min

12 Min

8 Min

10 Min

Material necessário:

- Manual
- Água
- Vela
- Placa de vidro
- Dois espelhos



PLANO DE AULA Nº5

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: B Data: 03/01/2012 e 06/01/2012 Lições:33 e34

Unidade Didática

Som e luz

Sumário

Atividade experimental “Espelho meu... haverá alguém mais bonito do que eu?”
Debate sobre os resultados obtidos.

Competência (s)

- Identificar características das imagens fornecidas por espelhos planos, esféricos, côncavos e convexos.
- Reconhecer a aplicabilidade prática de diferentes tipos de espelhos, atendendo às características das imagens que produzem.

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Iniciar a aula, a questionar os alunos se já alguma vez viram ou ouviram falar de **espelhos que davam imagens distorcidas do nosso corpo? Questionar se eles pensam que os espelhos são todos iguais? Mostrar PowerPoint com imagens de espelhos.**

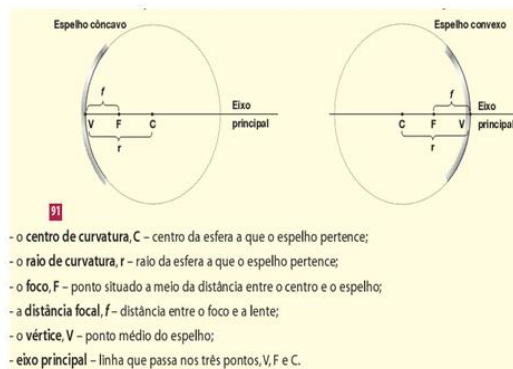
15 Min



2. **Através de diálogo, dizer que os espelhos são muito importantes no nosso dia-a-dia, e a utilização destes depende do espelho em si.**
3. **Informar que existem espelhos planos, esféricos, cilíndricos... Mostrar PowerPoint, dizendo que os que vamos estudar são os espelhos planos e esféricos.**



4. Mostrar PowerPoint, e explicar como se representa esquematicamente os espelhos esféricos. Introduzindo os conceitos: **Foco, centro de curvatura, distância focal, vértice, eixo principal.**



5. Após esta pequena introdução, os alunos irão formar grupos de trabalho, e fazer a atividade experimental/Grupo, durante aproximadamente..

70 Min

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.
Participação na aula.



Escola Secundária de Severim de Faria – Évora
Ciências Físico-Químicas 8º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº 6

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: B Data: 10/01/2012 e 13/01/2012 Lições: 35 e 36

Unidade Didática

Som e luz

Sumário

Debate sobre os resultados obtidos na atividade da aula anterior.
Construção de imagens em espelhos côncavos e convexos.
Correção da ficha nº 9 do manual de atividades.

Competência (s)

- Identificar características das imagens fornecidas por espelhos planos, esféricos, côncavos e convexos.
- Reconhecer a aplicabilidade prática de diferentes tipos de espelhos, atendendo às características das imagens que produzem.

Desenvolvimento da Aula

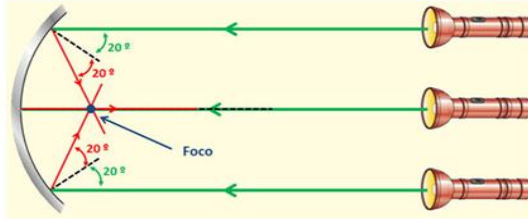
(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Dialogar com os alunos, acerca da atividade experimental discutindo em conjunto os resultados obtidos, introduzindo os novos conceitos nomeadamente (Foco, **centro de curvatura, distância focal, vértice, eixo principal, espelhos côncavos e convexos.**)

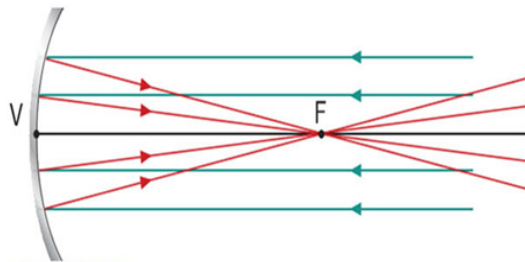
Na questão 3 (estação experimental 2) da atividade experimental/ grupo explicar recorrendo a imagens do PowerPoint:

- 1.1 A imagem que vemos na superfície interior da colher é invertida devido à posição do objeto, relativamente ao espelho.
- 1.2 As características das imagens obtidas nos espelhos côncavo.

45 Min

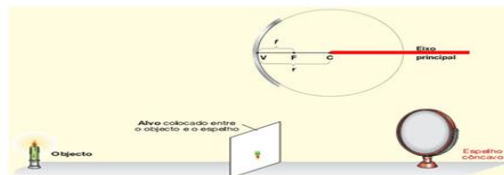


Quando sobre um espelho côncavo, incide um feixe de raios paralelos, os raios refletidos serão convergentes



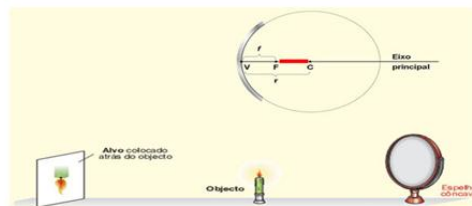
Todos os raios convergem para um único ponto a que se dá o nome de Foco. Este Foco, como se encontra fora do espelho é um Foco real

Quando o objeto está muito afastado do espelho, a uma distância superior ao raio (sobre a linha vermelha)...



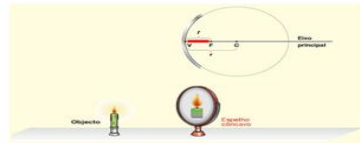
A imagem é real, invertida e menor do que o objeto.

Quando o objeto está entre o foco e o centro (sobre a linha vermelha)...



A imagem é real, invertida e maior do que o objeto.

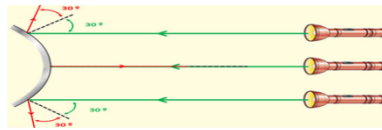
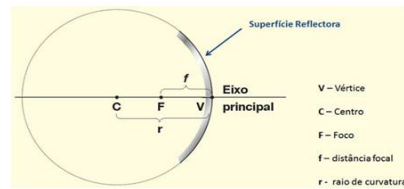
Quando o objeto está muito próximo do espelho, entre o vértice e o foco (sobre a linha vermelha)...



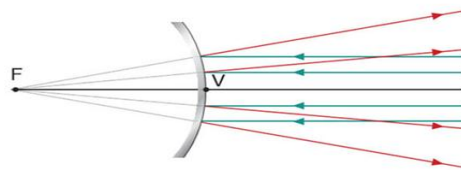
A imagem é virtual, direita e maior do que o objeto

2. Explicar as características das imagens nos espelhos convexos, fazendo analogia a superfície exterior da colher.

Estes espelhos, por serem curvos (esféricos), representam-se da seguinte forma:



Quando sobre eles incide um feixe de raios paralelos, os raios refletidos serão divergentes.



Ao prolongar, com um tracejado, os raios refletidos para trás do espelho, estes cruzam-se num ponto a que chamamos Foco. Este Foco, por se encontrar "dentro" do espelho, é considerado um Foco virtual.

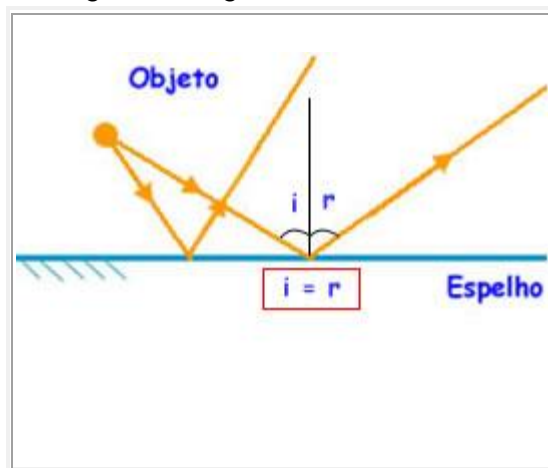


A imagem obtida ...
... é virtual, parece formar-se atrás do espelho;
... é direita;
... menor que o objeto;
... simétrica do objeto em relação ao espelho.

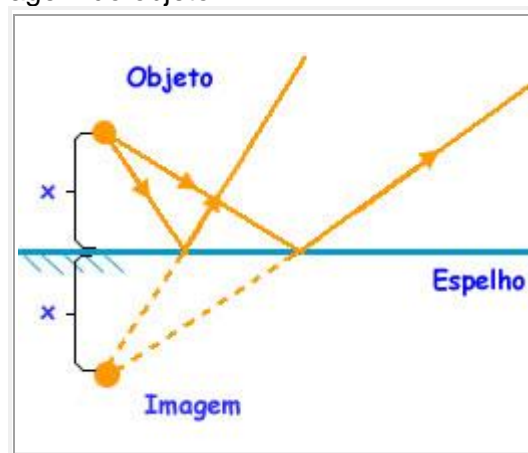
3. Na questão 5, da atividade experimental, falar da aplicação dos espelhos curvos, no nosso dia-a-dia.
4. Pedir a um aluno para ler a página 52 do manual, e quando chegar à figura 31 vou explicar a construção de imagens no quadro. Primeiramente em espelhos planos, depois em espelhos côncavos e por fim em espelhos convexos, utilizando os exemplos do utilizados na figura 31 do manual.

Espelhos planos

4.1 Explicar que em primeiro lugar, vamos ilustrar dois raios luminosos que partem do objeto luminoso e incidem em dois pontos diferentes do espelho. Esses dois raios, ao incidirem na superfície do espelho, irão refletir obedecendo à lei da reflexão da luz que nos ensina que o ângulo de incidência é igual ao ângulo de reflexão.



4.2 Em seguida, iremos prolongar os raios refletidos para dentro do espelho. E observar que esses raios irão se encontrar num ponto. Esse ponto é que define a imagem do objeto.

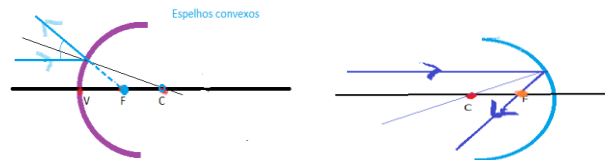


4.3 Chamar à atenção, que a construção da imagem anterior mostra realmente que o objeto e a imagem se encontram à mesma distância em

relação ao espelho.

Espelhos Curvos

4.4 Informar que a normal ao espelho curvo, em qualquer ponto passa pelo **centro de curvatura**.

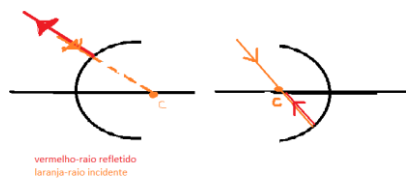


5. Informar que são utilizados três raios incidentes básicos para a construção de imagem em espelhos curvos.

5.1 O raio que incide paralelamente ao eixo principal reflete passando pelo foco.

5.2 O raio que incide passando pelo foco, reflete paralelo ao eixo principal.

5.3 Raio que incide passando pelo centro de curvatura, reflete sobre si mesmo.



6. Explicar a figura 31 do manual.

7. Recorrendo a uma animação informática, reforçar o que se aprendeu sobre a construção de imagens.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.
Participação na aula.



PLANO DE AULA Nº 7

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: B Data: 17/01/2012 e 21/01/2012 Lições: 37 e 38

Unidade Didática

Som e luz

Sumário

Tarefa nº 7
Refração da luz

Competência (s)

- Descrever a refração da luz.
- Relacionar a mudança de direção dos raios luminosos na refração com a diferente velocidade de propagação da luz em diferentes meios.
- Distinguir meios mais e menos refrangentes.
- Reconhecer a existência de reflexão que acompanha a refração.
- Compreender o fenómeno da reflexão total da luz.

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Tarefa n.º 7 (30 min)
2. Começar por informar os alunos que estudamos o que acontece à luz quando se propaga num meio transparente, e encontra uma superfície opaca. Hoje iremos estudar o que acontece a luz quando encontra a superfície de outro meio transparente.
3. Mostrar um copo de água com uma palhinha lá dentro. E questionar os alunos se sabem que fenómeno está a acontecer.



4. Explicar que a luz pode passar de um meio transparente para outro.

Essa passagem chama-se refração da luz.

5. Informar que a refração é geralmente acompanhada de mudança de direção dos raios luminosos. A mudança de direção dos raios luminosos resulta do facto de a luz se propagar com velocidades diferentes nos **dois meios transparentes**.



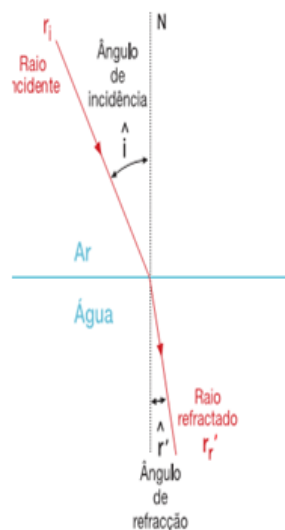
Porquê?

A velocidade de propagação da luz no **vazio** é de **300.000 km/s**.

A velocidade de propagação da luz depende do meio:

- velocidade na **água**:
225.000 km/s
- velocidade no **vidro**:
197.000 km/s

6. Explicar o que são meios mais e menos refrangentes, isto é, dizer que o meio onde a velocidade de propagação é menor é o mais refrangente.
7. Mostrar um filme, onde mostra precisamente o que acabei de explicar. (duração aproximada 1 minuto)
8. Informar que quando a luz passa de um meio menos refrangente para um meio mais refrangente (exemplo Ar/Água), o raio refratado vai se **aproximar** da normal. Mostrar slide:



Passagem da luz do ar para a água ou para o vidro

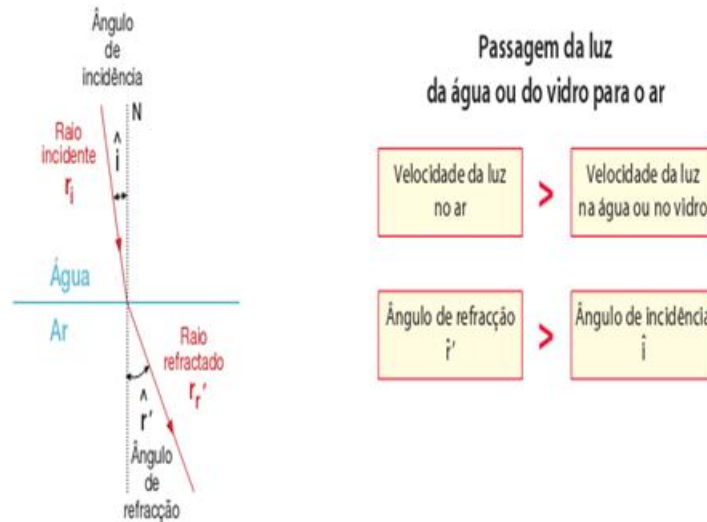
Velocidade da luz
na água ou no vidro

Velocidade da luz
no ar

Ângulo de refração
 r'

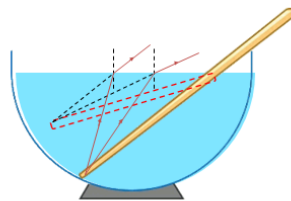
Ângulo de incidência
 i

9. E que quando passa de um meio mais refrangente para um menos refrangente (exemplo Água/ar) o raio refratado **afasta-se da normal**. Mostrar slide.



10. Fazer analogia para o lápis que parece que está partido dentro de água, e explicar concretamente e esquematicamente o que acontece com o que observamos e o que na realidade acontece.

Por que é que o lápis nos parece partido quando está parcialmente imerso em água?

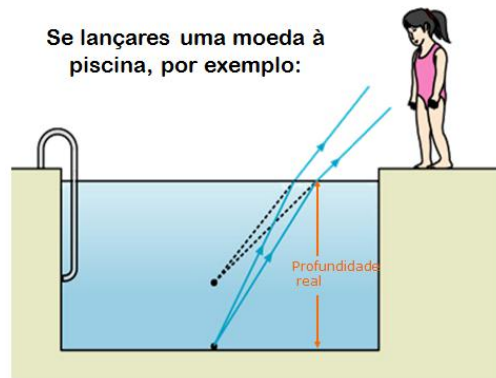


11. Explicar que devido à refração da luz, os objetos que vimos dentro de água, parecem-nos mais próximos do que estão. Mostrar slide.

Os objetos imersos em água aparentam estar **mais próximos** devido à refração da luz



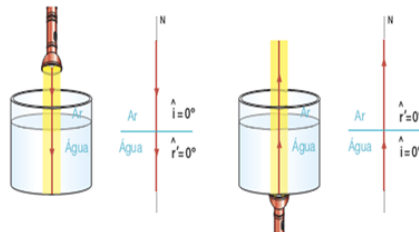
Se lançares uma moeda à piscina, por exemplo:



12. Explicar que quando a luz incide perpendicularmente à superfície de separação dos dois meios, não muda direção.



Será que quando a luz incide **perpendicularmente** à superfície de separação dos dois meios, também muda direção?



13. Informar que quando a luz vai de um meio mais refrangente para outro menos refrangente pode não ocorrer o fenómeno da refração da luz. Em que a partir de um ângulo limite toda a luz é refletida, fenómeno chamado reflexão total da luz.

Este fenómeno é um caso particular da refração da luz.

- Informar que o valor do **ângulo limite é 42°** (no caso do vidro).

14. Informar que se o ângulo de incidência for superior ao ângulo limite (a 42° , no caso do vidro) ocorre, apenas, a reflexão da Luz. A que se dá o nome de reflexão total da luz.
15. Transpor o fenômeno da reflexão total da luz, para o uso das fibras óticas e dialogar com os alunos acerca das suas utilidades no dia-a-dia. Pedir a um aluno para ler a página 57 do manual.
16. Terminar a aula.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.
Participação na aula.



PLANO DE AULA Nº8

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: B Data: 31/01/2012 e 03/02/2012 Lições:41

Unidade Didática

Som e luz

Sumário

Lentes convergentes e divergentes
Entrega e correção da tarefa nº8

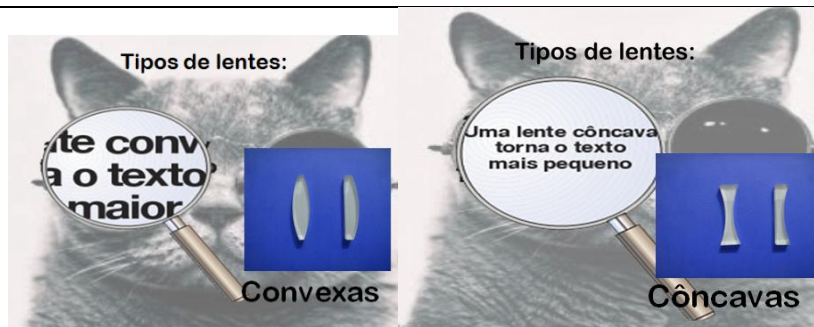
Competência (s)

- Compreender o funcionamento das lentes com base na refração da luz.
- Distinguir entre lentes convergentes e divergentes.

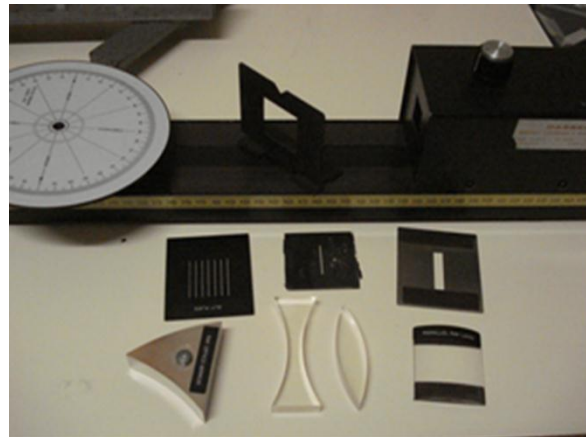
Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

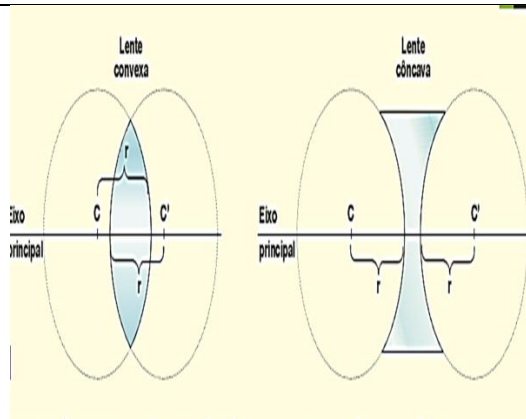
- Questionar os alunos onde podemos aplicar os conhecimentos que acabamos de estudar (a refração)?
 - Perguntar será que este fenómeno não será interessante para quem usa óculos?
 - Questionar a turma, perguntando o que são lentes para eles? Será que são meros pedaços de vidro?
 - Será que se cortares o vidro de forma a ficar redondo já passa a ser uma lente?
 - Será da qualidade do vidro?
 - Dizer que não. O que faz com que a lente seja uma lente tem a ver com o facto de as suas faces serem planas ou não.
 - Dizer que podemos ter dois tipos de lentes (concavas e convexas)
1. Mostrar slide que mostra o que são lentes concavas e convexas.



2. Utilizando um banco de ótica, lentes côncavas e convexas, mostrar o que acontece a um feixe de raios paralelos quando incidem nestas.



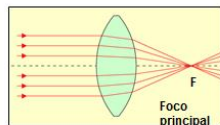
3. Informar o que é o foco (metade da distância entre o centro de curvatura e o centro ótico) e o centro de curvatura, fazendo um desenho do género no quadro.



4. Com auxílio de slides de PowerPoint. Mostrar o que acontece à trajetória dos raios refratados.



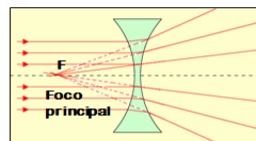
Lentes convexas ou convergentes



Os raios luminosos que incidem paralelamente ao eixo principal, mudam de direção, convergindo num ponto – o **foco principal**.



Lentes côncavas ou divergentes

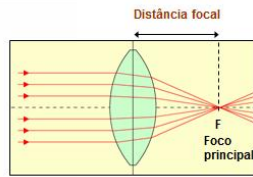


Os raios luminosos que incidem paralelamente ao eixo principal, mudam de direção, divergindo mas os seus prolongamentos encontram-se num ponto – o **foco principal (foco virtual)**.

5. Informar os alunos que há lentes mais convergentes que outras, que esta característica tem a ver com a distância focal. Isto é quanto maior a distância focal, menor a potência da lente.
6. Perguntar a turma: Será, que também há lentes mais divergentes que outras?
 Responder que sim. E que do mesmo modo das lentes convergentes, quanto maior a distância focal, menor a potencia da lente.



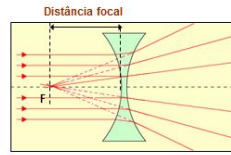
Potência de uma lente



Quanto **maior** for a **distância focal** de uma lente **convergente**, **menor** será o seu **poder convergente** ou **potência focal** da lente.



Potência de uma lente



Quanto **maior** for a **distância focal** de uma lente **divergente**, **menor** será o seu **poder divergente** ou **potência focal** da lente.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.
Participação na aula.

Anexo 4:

Planos de aula

3º Ciclo do ensino básico

Componente de Química



Escola Secundária de Severim de Faria – Évora
Ciências Físico-Químicas 8º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº 2

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: A Data: 27/04/2012 Lições: 57 e 58

Unidade Didática

Reações químicas

Sumário

- Fatores que afetam a velocidade das reações químicas.
- Exercícios de consolidação.
- Tarefa

Competência (s)

- Relacionar a velocidade das reações com o tempo que os reagentes demoram a transformar-se em produtos.
- Identificar os fatores que influenciam a velocidade das reações químicas.
- Identificar através da experimentação os fatores de que depende a velocidade das reações químicas.
- Reconhecer a aplicabilidade prática da ação dos fatores de que depende a velocidade das reações químicas.
- Usar adequadamente material de laboratório.
- Reconhecer que a seleção do catalisador adequado para uma determinada reação química se faz através da experimentação

Desenvolvimento da Aula

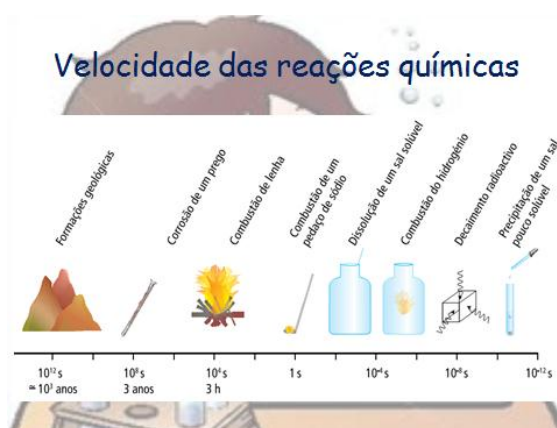
(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Iniciar a aula fazendo a chamada dos alunos, e escrevendo o sumário.
2. Informar que hoje vamos falar da velocidade das reações químicas e quais os fatores que a podem alterar. Vamos explicar o que observaram na aula anterior,
3. Dialogar com os alunos acerca da rapidez das reações químicas. Repararam na aula anterior na atividade experimental, que havia reações mais rápidas que outras. Se olharmos a volta constatamos que todas as reações ocorrem com

velocidades diferentes.

Havendo reações que são:

- **Lentas-** a formação de petróleo demora milhões de anos, o enferrujamento de um prego, demoram anos e até meses (demoram meses a anos)
- **Rápidas:** a oxidação da fruta, demoram horas ou minutos, os fogo-de-artifício- a reação dá-se logo que os reagentes contactam. (demoram segundos, minutos ou dias)



4. A mesma reação pode ser lenta ou rápida conforme as circunstâncias. Por exemplo, uma folha de papel arde, isto é, reage rapidamente com o oxigênio do ar, se aproximarmos dela um fósforo aceso, mas a mesma reação levará anos se o papel permanecer à temperatura ambiente. O leite e outros alimentos alteram-se rapidamente à temperatura ambiente, mas não num frigorífico, a temperaturas mais baixas.
5. A reação entre dois reagentes é devida a choques entre os respectivos corpúsculos em incessante movimento, o que permite prever os fatores que determinam velocidades diferentes para as reações. Esta interpretação é

designada por teoria das colisões.

Agora iremo-nos debruçar sobre os fatores que influenciam a velocidade das reações químicas.

Mostrar diapositivo:

Factores que influenciam a velocidade da reação:

- concentração dos reagentes;
- estado de divisão dos reagentes sólidos;
- temperatura do sistema reacional;
- luz;
- presença de catalisadores.



Concentração dos reagentes:

Maior concentração ↔ reação mais rápida

Menor concentração ↔ reação mais lenta

Porquê?

Vamos imaginar a seguinte situação: Nos intervalos das aulas aumenta o número de alunos nos corredores da escola, pelo que são mais frequentes os choques entre eles.

Concentração dos reagentes

- De um modo geral, quanto maior for a concentração dos reagentes maior é a velocidade da reação.



Solução diluída de tiosulfato de sódio e ácido clorídrico.



Solução concentrada de tiosulfato de sódio e ácido clorídrico.



Do mesmo modo, se num mesmo espaço houver mais corpúsculos de reagentes, aumentará certamente o número de colisões entre eles em cada segundo. Como consequência, será maior o número de corpúsculos dos reagentes que se transformam em produtos em cada segundo: será mais rápida a reação.

Estado de divisão dos reagentes sólidos

Quem tem lareiras já reparou de certeza que é mais fácil acender o lume com pedaços de lenha mais pequenos, mas para que o lume dure após acesso deve de se usar lenha mais grossa. Porquê?

Sólidos mais divididos ↔ reação mais rápida

Sólidos menos divididos ↔ reação mais lenta

Quanto mais dividido estiver o sólido maior será a superfície de contacto entre os reagente e mais rápida é a reação.

Estado de divisão dos reagentes sólidos

- Quanto maior é o estado de divisão dos reagentes sólidos (maior superfície de contacto), maior é a velocidade da reação.



A combustão da serradura é mais rápida do que a de blocos de madeira.

Por isso devemos de mastigar bem os alimentos. Para a digestão ser mais rápida.

Temperatura:

Se uma mistura de reagentes for aquecida aumenta a agitação dos seus corpúsculos, pelo que deverá aumentar a frequência das colisões entre eles.

Ao mesmo tempo, essas colisões tornam-se mais violentas.

O mesmo aconteceria com as pessoas num supermercado, em hora de ponta, se começassem todas a correr.

Temperatura

- De um modo geral, quanto maior for a temperatura a que ocorre a reação química, maior é a velocidade da reação.



O leite azeda e coagula mais rapidamente se estiver fora do frigorífico.



Maior temperatura ↔ reação mais rápida

Menor temperatura ↔ reação mais lenta

É por isso que armazenamos os alimentos no frigorífico, para diminuir a velocidades de decomposição dos alimentos.

Efeito da presença de luz:

Nas plantas expostas à luz ↔ reação mais rápida

Porquê?

A luz faz aumentar a agitação das partículas que por sua vez aumenta o número de choques eficazes que fazem com que a reação seja mais rápida.

Luz

- A luz permite influenciar a velocidade das reações químicas.



Catalisadores

Informar que existem catalisadores positivos e negativos. Os primeiros aumentam a velocidade das reações e os segundos diminuem.

Mostrar slide:

Os **catalisadores são específicos**, isto é, um catalisador pode servir para aumentar a velocidade de uma reação, mas já não serve para outra reação química.

Catalisadores

Os catalisadores, são substâncias que alteram a velocidade de certas reações, sem, no entanto, entrarem na reação.

Ou seja, não são reagentes da reação.

Os catalisadores podem ser:

Positivos ou catalisadores - quando aumentam a velocidade da reação

Negativos ou inibidores - quando diminuem a velocidade da reação



Catalisadores

Nome do catalisador específico	Reacção	Utilização do produto
Ferro ou molibdénio	O azoto reage com o hidrogénio, produzindo amoníaco.	Adubos 
Óxido de vanádio(IV)	O óxido de enxofre(IV) reage com o oxigénio, formando-se óxido de enxofre(VI).	Ácido sulfúrico 
Níquel	Um óleo vegetal reage com o hidrogénio, formando-se uma gordura.	Margarinas 



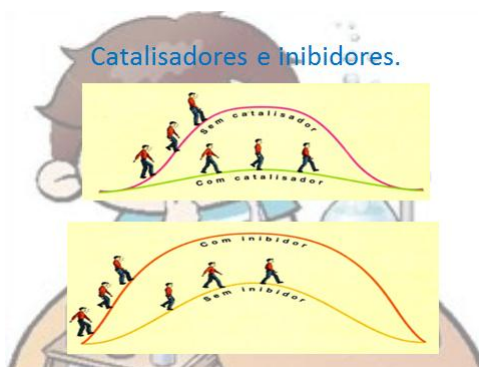
Dizer que a maioria dos alimentos que consumimos possui inibidores para diminuir a velocidade de degradação dos mesmos.

No nosso dia-a-dia:

- 🕒 O açúcar atua como conservante ou inibidor.
- 🕒 O vinagre dos pickles inibe o crescimento de bactérias

- ☉ A salga serve para conservar o bacalhau
- ☉ O formaldeído, libertado através do fumo inibe o crescimento de bactérias.

Podemos ver esquematicamente o que acontece a uma reação com catalisador e inibidor.



6. Resolução de exercícios de consolidação.
7. Tarefa de avaliação
8. Dar por terminada a aula.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.

Participação na aula.



PLANO DE AULA Nº3

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: A Data: 04/05/2012 Lições: 59 e 60

Unidade Didática

Reações químicas

Sumário

- Natureza corpuscular da matéria.
- Agregação e movimentos corpusculares.
- Entrega e correção da tarefa realizada na aula anterior

Competência (s)

- Compreender a natureza corpuscular da matéria.
- Inferir sobre a pequenez dos corpúsculos constituintes da matéria.
- Distinguir os três estados físicos em termos da sua agregação corpuscular.
- Explicar as mudanças de estado com base na Teoria Corpuscular

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Iniciar a aula fazendo a chamada dos alunos, e escrevendo o sumário.

2. Dialogar com os alunos:

Bem até agora temos estado a falar de diferentes tipos de reações. (ex. Ácido-base, precipitação) e até já falamos nos fatores que afetam a velocidade das reações químicas, seria pertinente que nos debruçássemos agora, em estudar como é constituída a matéria, pois só assim podemos explicar as reações que ocorrem bem como os estados físicos da matéria.

3. Perguntar aos alunos se já pensaram como é constituída toda a matéria?

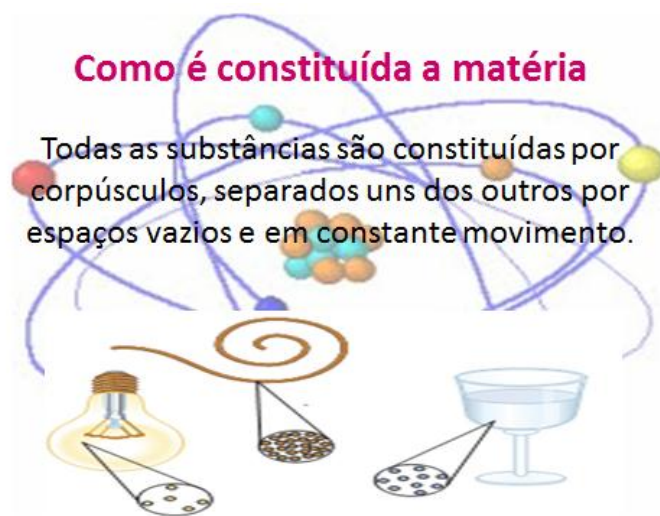
4. Esta questão foi levantada à 2500 anos por um filósofo grego chamado **Demócrito**.

Este baseou o seu raciocínio, na mistura de água com vinho. Naquela época o vinho era armazenado em forma de pasta, e para o beber era necessário diluí-lo na água. Esta água transparente, ficaria vermelha pouco a pouco. Então Demócrito pensou, que para que o vinho se dissolva na água é necessário que ele seja constituído por pequenas partículas elementares, as quais, isolam-se umas das outras e penetram na água, dando-lhe assim, por toda ela o tom vermelho róseo, assim a água seria composta por espaços vazios que iriam aceitar as partículas de vinho.

Em oposição a Demócrito, Aristóteles um dos maiores filósofos da antiguidade, opôs-se seriamente á ideia de que a matéria era constituída por átomos, para Aristóteles, a matéria seria composta por quatro elementos- o Fogo, o ar, a Terra, a Água.

Hoje sabemos que Demócrito estava correto. Foi Demócrito também que usou pela primeira vez a palavra, átomo que significa sem divisão. Mas por enquanto vamos continuar a falar de partículas ou corpúsculos.

5. Sabem que o nosso corpo humano é constituído por células. Serão as células também constituídas por corpúsculos. R: sim!
Mostrar slide.



Pois bem, mas será que os nosso olhos nos enganam. Reparem bem no que diz neste slide:

- (A) Todas as substâncias são constituídas por corpúsculos.
- (B) ...Separados uns dos outros por espaços vazios.
- (C) ...em constante movimento.

Olhem para esta parede, ele é formada por corpúsculos, certo? R: sim

Mas não nos parece que os corpúsculos estejam separados uns dos outros, a parede parece contínua. E muito menos nos parece que os corpúsculos

estejam em constante movimento!

Muito bem, vou vos dar uma novidade esta parede é formada por corpúsculos, que estão em separados uns dos outros e em constante movimento.

E nem com um dos melhores microscópios, se conseguem ver estes corpúsculos. Querem ver um exemplo do tamanho tão pequeno destes corpúsculos.

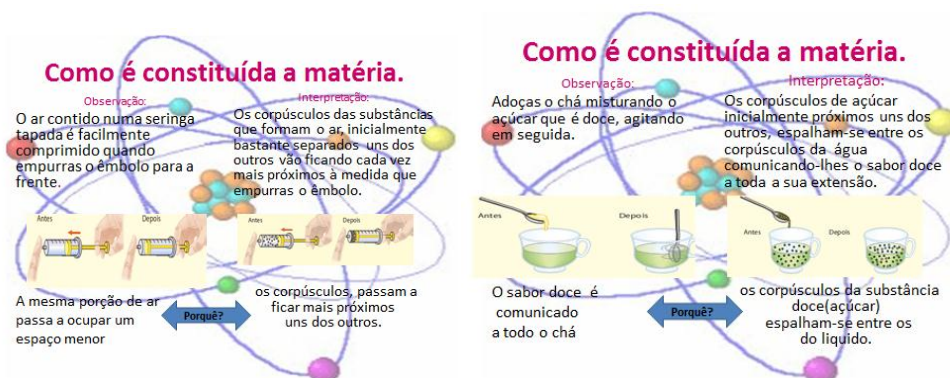
Se ampliássemos uma gota de água ao tamanho da terra, os seus corpúsculos seriam do tamanho de maçãs!

6. No nosso dia-a-dia temos vários exemplos que comprovam que a matéria é formada por pequenos corpúsculos.

Exemplos:

- O perfume que difunde o seu cheiro
- Quando se está a fazer o almoço e cheira tão bem
- A tinta de caneta que se difunde na água, podem ver a imagem no vosso livro
- O açúcar que transmite o seu sabor a todo o chá.

Mostrar slide:



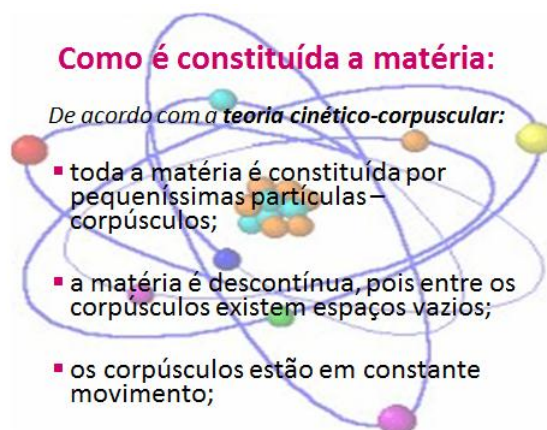
7. Fazer uma experiência com feijão e arroz. 20ml de feijões numa proveta e noutra 20ml de arroz.
8. Perguntar aos alunos: se agora juntar-mos o arroz aos feijões, será que o volume total será 40 ml. R: não. Então aqui temos um modelo ilustrativo de

como existem espaços vazios entre os corpúsculos.

São esses espaços vazios que permitem que as partículas estejam sempre em movimento.

Posto isto podemos enunciar a teoria cinético corpuscular da matéria.

Mostrar slide:



Relembrar os alunos que não ultima aula quando falei sobre a velocidade das reações químicas, disse que quando se fornece energia ao sistema reacional, as partículas ficavam mais agitadas e ocorriam choque mais facilmente.

Quanto maior a temperatura→ maior agitação das partículas

Quanto menor a temperatura→menor agitação das partículas

9. Os corpúsculos de uma substância movem-se incessantemente, quer se trate de substâncias sólidas, líquidas ou gasosas.

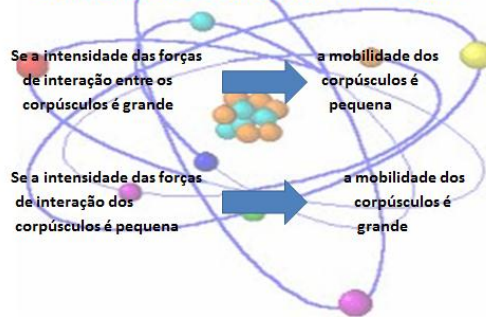
Em qualquer caso numa sustância com a temperatura mais elevada, ocorrem movimentos corpusculares mais rápidos.

Há porém diferenças, que têm a ver com a maneira como os corpúsculos estão associados.

O estado físico sólido, líquido ou gasosos depende da mobilidade dos corpúsculos.

A mobilidade depende da intensidade das forças de interação que provocam a sua atracção mútua.

Estados físicos e agregação corpuscular.



10. Desenhar no quadro três quadrados e ilustrar como se estão organizadas as partículas nos três diferentes estados.

Dizer:

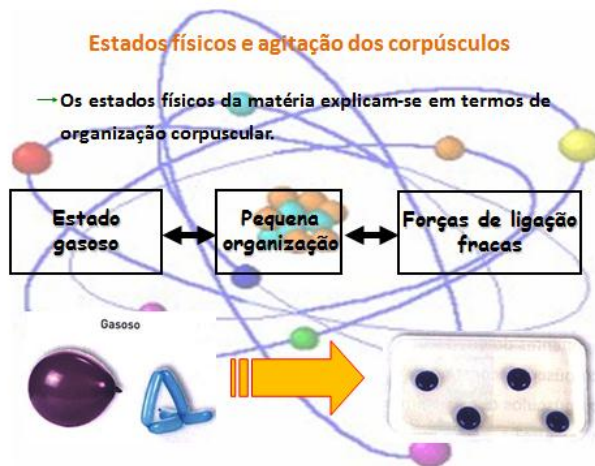
- No estado sólido, as partículas encontram-se muito perto umas das outras, daí terem menor liberdade de movimentos, não se movem livremente. Apenas vibram em torno de posições fixas.
Tem uma grande organização, grande interação entre elas, e as ligações são fortes.
Tem em forma e volume constante.
- No estado líquido as partículas tem um pouco mais de espaço do que no estado sólido, menor organização que o estado sólido. E como as partículas estão mais longe umas das outras existe uma menor interação entre elas, e as ligações são mais fracas que nos sólidos.
Tem volume constante, mas apresentam forma variável.
- No estado gasoso as partículas tem muito espaço para se movimentarem, como estão longe umas das outras tem ligações fracas.
Apresenta volume e formas variáveis dependendo do recipiente onde se encontram.

Em suma:

Estado Físico	Forma	Volume
Sólidos	Constante	Constante
Líquidos	Variável	Constante
Gases	Variável	Variável

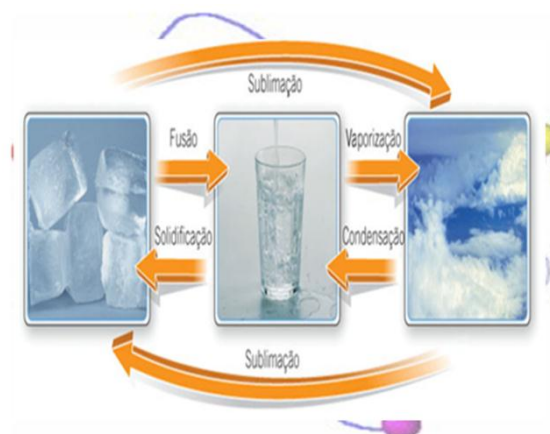
Mostrar slides:





11. Dizer que é a maior ou menor agitação corpúscular que permite interpretar as mudanças de estado.

Mostrar slide:



Assim:

- Quando se fornece energia sob a forma de calor, os seus corpúsculos constituintes por consequência agitam-se cada vez mais. As forças de ligação entre esses corpúsculos enfraquecem, passando a ter maior liberdade de movimentos. A substância passa do estado sólido ao líquido- FUSÃO
- Quando se fornece calor a um líquido através de aquecimento, os seus corpúsculos ficam cada vez mais agitados, a ligações entre estes ficam mais fracas, permitindo uma maior separação dos corpúsculos.

O líquido passa ao estado gasoso. Vaporização.

- Quando ocorre uma diminuição da temperatura, os corpúsculos da substância no estado líquido agitam-se cada vez menos, as forças de ligação tornam-se mais intensas fazendo com que os corpúsculos se aproximem mais uns dos outros. O líquido passa ao estado sólido-

SOLIDIFICAÇÃO

Normalmente quando um líquido passa ao estado sólido o seu volume diminui, mas com a água isso não acontece.

- Quando a temperatura baixa, os corpúsculos constituintes do estado gasosos, corpúsculos da substância no estado líquido agitam-se cada vez menos, as forças de ligação tornam-se mais intensas fazendo com que os corpúsculos se aproximem mais uns dos outros. A substância passa do estado gasoso para o estado líquido- CONDENSAÇÃO

12. Entregar e corrigir a tarefa da última aula.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.

Participação na aula.



Escola Secundária de Severim de Faria - Évora
Ciências Físico-Químicas 8º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº 4

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: A Data: 11/05/2012 Lições: 61 e 62

Unidade Didática

Reações químicas

Sumário

- Estado gasoso;
- Átomos e moléculas: dois tipos de corpúsculos das substâncias.

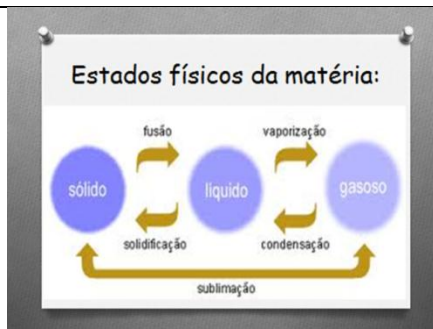
Competência (s)

- Relacionar qualitativamente a pressão dos gases com as colisões dos corpúsculos.
- Associar a variação da temperatura de um gás com a variação de velocidade dos seus corpúsculos.
- Interpretar qualitativamente as variações de pressão de um gás com as variações de volume e de temperatura em termos cinético-corpúsculares.
- Identificar a ideia atual de átomo.
- Distinguir os três tipos de partículas constituintes do átomo.
- Reconhecer as moléculas como agregados de átomos ligados entre si.

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

9. Iniciar a aula fazendo a chamada dos alunos, e escrevendo o sumário.
10. Informar que na ultima aula falamos sobre, os estados físicos da matéria. Mostrar slide:



11. Na aula de hoje iremos dedicar um pouco mais de atenção ao estado gasoso.

Mostrar slide:

O estado gasoso

Vimos que os gases são constituídos por pequenos corpúsculos que se encontram muito afastado uns dos outros.

sólido líquido gás

O estado gasoso

O estado gasoso é o estado físico em que há maior liberdade de movimento dos corpúsculos, menores forças de ligação e menor organização corpuscular.

gás

12. Encher um balão com ar e dizer:

Supõe este balão de borracha cheio de ar. Os corpúsculos que estão dentro do balão estão em constante movimento, chocam contra as paredes do balão, mudam de direção e chocam de novo contra as paredes e assim sucessivamente.

O choque de cada corpúsculo corresponde a uma força muito fraquinha que é exercida na superfície do balão. Mas o ar que o enche tem um número muito grande de corpúsculos pelo que a força resultante dos choques de todos os corpúsculos na superfície do balão é muito intensa.

Quando divides o valor da força exercida por todos os corpúsculos que ao mesmo tempo chocam com a superfície do balão, pela área da superfície do balão, obténs o valor da pressão do gás nele contido.

Mostrar slide:

A Pressão dos Gases

Quando se divide o valor da força exercida por todos os corpúsculos que chocam ao mesmo tempo com a superfície do balão, pela área da superfície do balão obtém-se o valor da pressão.

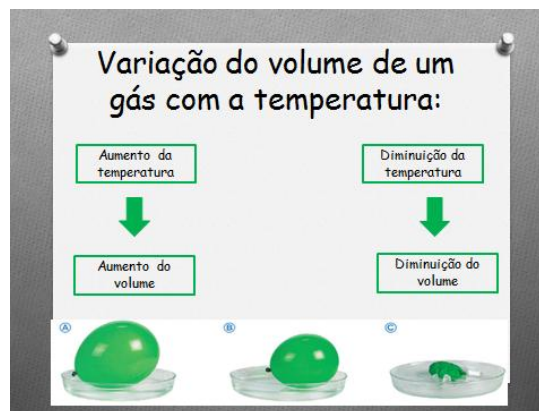
$$P = \frac{F}{A}$$

N/m²
ou Pascal (Pa)
Newtons (N)
Metros quadrados (m²)

Chama-se pressão de um gás à força que os corpúsculos do gás exercem por unidade de área da superfície em que chocam.

13. Como os espaços entre os corpúsculos é muito grande, o volume ocupado por um gás pode variar com a temperatura e pressão.
14. Vamos ver como a variação de volume e de temperatura influenciam a pressão de um gás.

Mostrar slide:



- Variação de temperatura (pressão constante).

Aumento da temperatura:

Quando fornecemos energia aos corpúsculos de gás sob a forma de calor, a sua temperatura aumenta.

Quando a temperatura aumenta, aumenta também a agitação dos corpúsculos fazendo que estes se movem mais rapidamente e se afastem.

Como o balão tem paredes elásticas, incha aumentando o volume.

Diminuição da temperatura:

Quando retiramos energia ao sistema sob a forma de calor, diminuímos consequentemente a sua temperatura. A diminuição da temperatura resulta numa diminuição dos movimentos dos corpúsculos, e dos choques entre eles os corpúsculos. Consequentemente aproximam-se mais uns dos outros

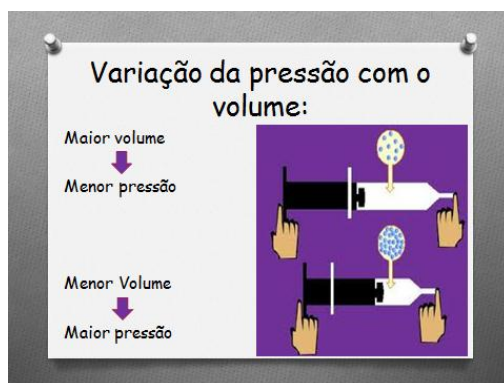
diminuindo o volume.

15. Sabemos que um gás é facilmente compressível.

Dizer que um gás é compressível significa que uma mesma quantidade de gás pode ocupar um volume menor.

Variação da pressão de um gás com o volume a temperatura constante:

Mostrar slide:



Neste slide temos o exemplo do que acontece quando empurramos o êmbolo da seringa, diminuindo o seu volume.

Os corpúsculos constituintes do ar, exercem pressão nas paredes internas da seringa.

Ao empurrar o êmbolo da seringa, estamos conseqüentemente a diminuir o volume ocupado pelo gás.

Então o número de colisões entre os corpúsculos aumenta, aumentando a força que exercem sobre as paredes da seringa aumentando a pressão exercida pelo gás.

16. Fazer em conjunto com os alunos os exercícios da página 120 do manual.

17. Informar, que temos até agora utilizamos a designação corpúsculos e partículas, para referir as unidades estruturais da matéria. Mas, hoje vamos aprender uma nova palavra - ÁTOMO.

Vimos na última aula, que Demócrito referiu pela primeira vez que a matéria era constituída por pequenos corpúsculos, a esses corpúsculos chamou átomos. Átomos é uma palavra de origem grega que significa sem divisão.

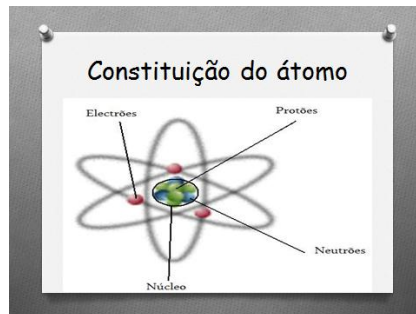
A ideia de átomo foi contudo abandonada durante muito tempo. Apenas no século XIX o químico John Dalton, com base agora em evidências

experimentais, retomou de novo este conceito de átomo. Segundo ele, os átomos podiam agrupar-se e formar moléculas.

A ideia de átomo tem sofrido várias alterações até aos dias de hoje.

Hoje sabe-se que o átomo é constituído por partículas ainda mais elementares.

Mostrar slide:

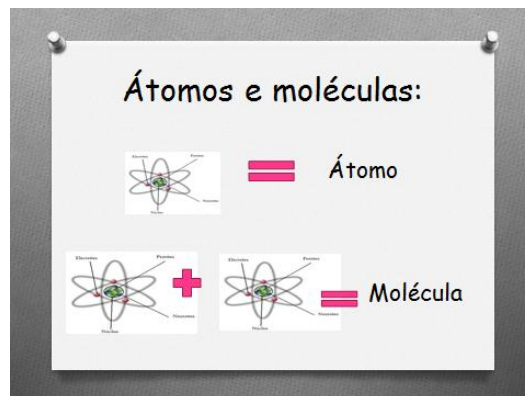


O átomo é constituído por eletrões e o núcleo, e o núcleo por sua vez é constituído por protões e neutrões. O átomo é eletricamente neutro, pois os eletrões têm carga negativa e os protões por carga positiva.

Dizer que se conhecem cerca de 116 tipos átomos diferentes.

- 18.** Fazer a distinção entre átomos e moléculas.
Dizer que as moléculas são grupos de átomos.

Mostrar slide:



- 19.** Realização da tarefa nº 13

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.

Participação na aula.



Escola Secundária de Severim de Faria – Évora
Ciências Físico-Químicas 8º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº5

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: A Data: 18/05/2012 Lições: 62 e 63

Unidade Didática

Reações químicas

Sumário

- Substâncias compostas e elementares
- A linguagem dos químicos
- Entrega e correção da tarefa de avaliação.

Competência (s)

- Distinguir entre substâncias elementares e substâncias compostas.
- Reconhecer através de diagramas, substâncias elementares, substâncias compostas e misturas de substâncias.
- Identificar símbolos de elementos num conjunto representativo de exemplos.
- Compreender o significado da representação simbólica de elementos e de substâncias moleculares.
- Descrever a composição qualitativa e quantitativa de moléculas simples.
- Escrever fórmulas químicas de substâncias moleculares a partir da sua descrição.

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Iniciar a aula fazendo a chamada dos alunos.
2. Lembrar que na última aula aprendemos o que são os átomos, e qual a sua constituição. Falamos também de outro conceito. Perguntar aos alunos se sabem qual o termo a que me estou a referir? **Esperar que alguém responda que o termo que também referimos na última aula foi molécula.**
3. Perguntar a um aluno para dizer por palavras suas o que é uma molécula.







4. Após receber feedback dos alunos, referir que as moléculas podem ser compostas por átomos iguais- as quais se dá o nome de substâncias elementares.

Mas podem também ser compostas por átomos diferentes e nesse caso dizemos que a substância é composta.

Mostrar slides:







SUBSTÂNCIAS ELEMENTARES

Substâncias elementares:
São constituídas por átomos idênticos.

Substâncias elementares		
Substâncias	Modelo molecular	Elemento químico
Hidrogênio		Hidrogênio
Oxigênio		Oxigênio
Ázoto (Nitrogênio)		Ázoto (Nitrogênio)
Cloro		Cloro
Ozônio		Oxigênio
Enxofre		Enxofre

SUBSTÂNCIAS COMPOSTAS

Substâncias compostas:
São constituídas por átomos diferentes.

Substâncias compostas		
Substâncias	Modelo molecular	Elemento químico
Água		Hidrogênio Oxigênio
Dióxido de carbono		Oxigênio Carbono
Amônia		Hidrogênio Ázoto
Metano		Hidrogênio Carbono
Álcool etílico		Oxigênio Hidrogênio Carbono
Acetona		Oxigênio Hidrogênio Carbono

Explorar os exemplos que estão nos slides com os alunos.

5. Pedir aos alunos que olhem bem para esta imagem:



Pode-se observar nesta imagem, seis cientistas que falam línguas diferentes todos a olhar para um jarro com água. E cada um diz água na sua respectiva língua materna.

As letras das palavras escritas constituem uma linguagem simbólica.

Permitem que a humanidade comunique, entre si, desde a invenção da escrita. Contudo esta linguagem não é universal. Depende da cultura dos

diversos povos do mundo.

No entanto, os químicos utilizam uma simbologia própria.

Utilizam símbolos e fórmulas químicas para representar os diferentes elementos e substâncias que existem.

É uma linguagem universal, utilizada por qualquer químico português, chinês ou árabe.

6. Informar os alunos que os químicos não utilizaram sempre os mesmos símbolos químicos. Os símbolos químicos foram sofrendo alterações ao longo da história.

Foi Berzelius que propôs, em 1813, a primeira simbologia química moderna. Representou os átomos de cada elemento por meio de letras.

Mostrar slide:

The slide is titled "SÍMBOLOS QUÍMICOS" and is divided into two main sections. The left section, titled "SÍMBOLOS QUÍMICOS", is further divided into three sub-sections: "Símbolos antigos" (Antique symbols) showing symbols for silver (☾), mercury (☿), and lead (♄); "Símbolos usados até 1800" (Symbols used until 1800) showing symbols for silver (S), mercury (M), and lead (L); and "Símbolos modernos" (Modern symbols) showing the modern symbols Ag, Hg, and Pb. The right section features a portrait of Berzelius and text identifying him as a Swedish chemist (1749-1848) who founded modern chemistry and introduced a modern symbol system for elements and substances.

A primeira letra do nome do elemento em latim ou grego, representava o seu símbolo químico. No entanto, havia alguns elementos conhecidos nessa época cuja primeira letra era comum. Por exemplo o cobre, cálcio, cloro. Para distinguir estes elementos, sentiu-se a necessidade de usar uma segunda letra minúscula.

Mostrar slide:

SÍMBOLOS QUÍMICOS

O símbolo químico de cada elemento é formado pela primeira letra do seu nome, em latim ou grego, escrita em maiúscula, a que se acrescenta em muitos casos uma segunda letra minúscula. Quando o símbolo é constituído por duas letras, a sua leitura faz-se letra a letra.



SÍMBOLOS QUÍMICOS

Nome do elemento (em português)	Nome do elemento (em latim)	Nome do elemento (em grego)	Símbolo químico do elemento
Cobre	Cuprum	–	Cu
Sódio	Natrium	–	Na
Azoto (nitrogénio)	Nitrogenum	–	N
Enxofre	Sulphur	–	S
Fósforo	Phosphorus	–	P
Chumbo	Plumbum	–	Pb
Prata	Argentum	Argyros	Ag
Iodo	–	Iodes	I

7. Dizer que os diferentes elementos químicos estão organizados na chamada **Tabela Periódica**. Onde estão todos os elementos químicos conhecidos até a data de hoje. Existem cerca de 120 elementos químicos diferentes, mas o valor pode ser diferente dependendo da antiguidade da tabela que estamos a consultar.
8. Assim como os átomos são representados por símbolos químicos- a átomos de elementos diferentes correspondem símbolos químicos diferentes, as moléculas das diferentes substâncias são representada por fórmulas químicas.
9. As fórmulas químicas constituem uma forma simples e universal de representar as substâncias elementares e compostas.

Mostrar slide:

FÓRMULAS QUÍMICAS

No caso das substâncias moleculares, a fórmula química indica:



- Os elementos que constituem a substância- **informação qualitativa**;
- O número de átomos de cada elemento que entram na constituição das moléculas dessa substância- **informação quantitativa**;

Informar que podemos retirar **informação quantitativa e qualitativa** das fórmulas químicas.

Mostrar slide:

FÓRMULAS QUÍMICAS

Fórmula química da água

A água é uma substância molecular formada pelos elementos: hidrogénio e oxigénio.

A fórmula química da água é:

Símbolo químico do hidrogénio
 H
 Índice 2 indica 2 átomos de hidrogénio

 O
 Símbolo químico do oxigénio
 Omite-se o índice 1

Fórmula química do álcool etílico (etanol)

O álcool etílico é uma substância molecular, formada pelos elementos: carbono, hidrogénio e oxigénio.

A fórmula química do álcool etílico é:

Índice 2 indica 2 átomos de carbono

 C_2H_5
 Índice 5 indica 5 átomos de hidrogénio

 O
 Omite-se o índice 1

Dizer que através da fórmula química da água podemos retirar a informação que é uma substância formada por hidrogénio e oxigénio- informação qualitativa. E é constituída por dois átomos de hidrogénio e um átomo de oxigénio.

Fazer a mesma abordagem para a fórmula química do etanol.

Mostrar slide:

FÓRMULAS QUÍMICAS

Molécula	Modelo molecular	Fórmula	Molécula	Modelo molecular	Fórmula
Hidrogénio		H_2	Água		H_2O
Oxigénio		O_2	Monóxido de carbono		CO
Ázoto (Nitrogénio)		N_2	Dióxido de carbono		CO_2
Cloro		Cl_2	Amoníaco		NH_3
Ozono		O_3	Dióxido de enxofre		SO_2
Cloreto de hidrogénio		HCl	Metano		CH_4

Pedir para os alunos me dizerem que informação se pode retirar de cada uma das fórmulas químicas, apresentada neste slide.

10. Fazer exercícios do manual, página 130. O consolidado o que aprendi.

Se não houver tempo pedir para os alunos acabarem em casa os exercícios até ao exercício 8.

11. Entrega e correção da tarefa realizada na aula anterior.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.

Participação na aula.



Escola Secundária de Severim de Faria – Évora
Ciências Físico-Químicas 8º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº 6

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: A

Data: 25/05/2012

Lições: 65 e 66

Unidade Didática

Reações químicas

Sumário

- Substâncias iónicas e respetivas fórmulas químicas.

Competência (s)

- Identificar o significado de ião.
- Reconhecer a existência de iões positivos, negativos, monoatómicos e poliatómicos.
- Representar e interpretar a representação de alguns iões.
- Escrever e interpretar a fórmula química de substâncias iónicas a partir de uma tabela de iões.

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

Iniciar a aula fazendo a chamada dos alunos.

1. Lembram-se que nas últimas aulas, falamos do conceito de átomo.
Perguntar será que alguém me é capaz de dizer como é constituído o átomo? Esperar que os alunos me respondam, que o átomo é constituído por um núcleo e por eletrões que giram em volta do núcleo. Por sua vez o núcleo é constituído por protões e neutrões.
O átomo é eletricamente neutro, este facto resulta do número de eletrões ser igual ao número de protões.
2. Alguns átomos têm tendência a adquirir eletrões enquanto outros têm tendência a perder eletrões; transformando-se em iões negativos ou num

ião positivo, respetivamente. O facto de os átomos seguirem esta tendência, não te a ver com o acaso. Mas sim com a estabilidade do átomo. Mas para o ano, vão perceber melhor este facto, quando falarem da regra do octeto. Por agora, não iremos aprofundar tanto o tema.

Compostos Iónicos

Os compostos iónicos são constituídos por iões.

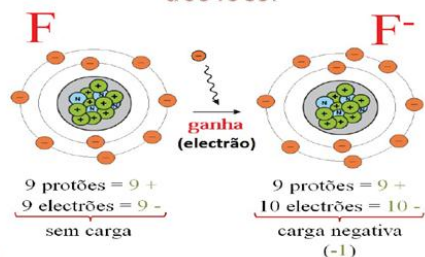
Os iões são partículas com carga elétrica positiva ou negativa.

- Cargas eléctricas iguais repelem-se.
- Cargas eléctricas diferentes atraem-se.

Escola Secundária Severina de Faro
CFOPº Ano

3. Vamos então ver alguns exemplos, para compreenderem melhor o que se está a dizer.

De onde provem a carga elétrica dos iões:



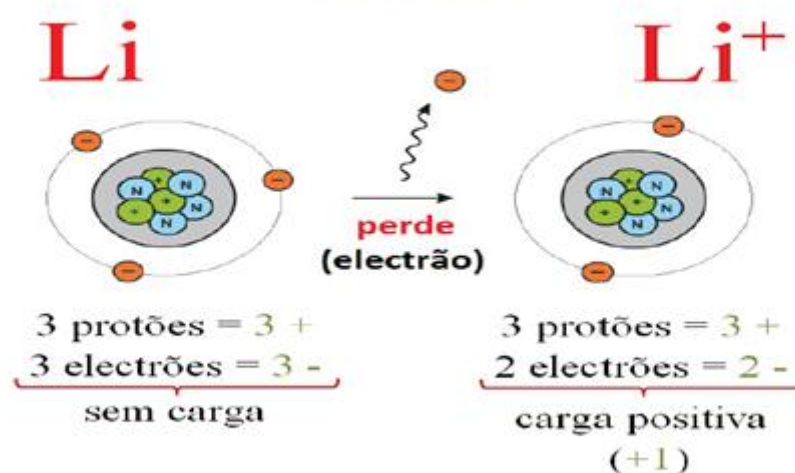
Escola Secundária Severina de Faro
CFOPº Ano

Neste slide em primeiro lugar podemos reparar na representação simbólica do ião, esta resulta da representação simbólica do átomo que lhe deu origem, neste caso o "flúor" elevado á respetiva carga. Neste caso podemos ver que o átomo de flúor tem 9 protões e 9 eletrões, mas o flúor tem tendência a ganhar um eletrão, ficando assim com um excesso de cargas negativas, isto é, um excesso de eletrões, daí ter a carga negativa em expoente, pois os eletrões têm carga elétrica negativa. Quando um átomo ganha um eletrão, fica com carga negativa e designa-

se por anião.

Neste exemplo a seguir temos o caso de um átomo que tem tendência para perder eletrões., o lítio.

De onde provem a carga eléctrica dos iões:



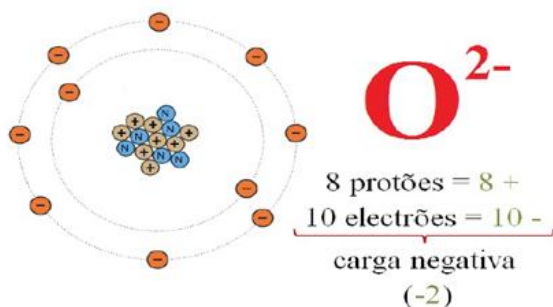
Escola Secundária Severim da Faria
CFQBº Ano

O lítio tem 3 protões e 3 eletrões, como tem tendência para perder um eletrão, fica com 3 protões e 2 eletrões,

Então tem excesso de cargas positivas, isto é, tem três protões e apenas dois eletrões. Logo representa-se simbolicamente pelo átomo que lhe deu origem com a carga +1 em expoente. Como tem carga positiva designa-se por catião.

4. Mas os átomos podem perder ou ganhar mais do que um eletrão. Vamos ver o exemplo do oxigénio.

De onde provem a carga elétrica dos iões:

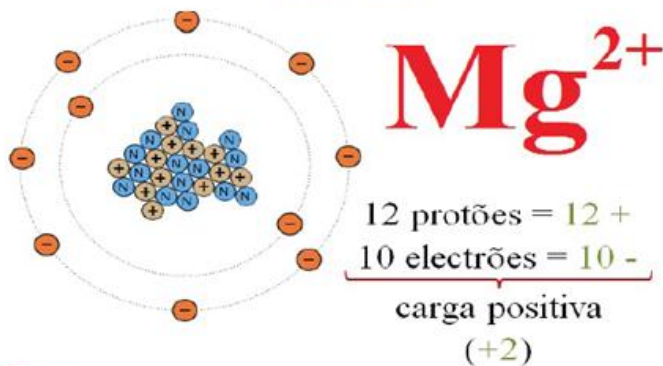


Escola Secundária Severim de Faria
CFQ8º Ano

O oxigénio tem tendência para ganhar/captar dois eletrões, logo o ião é representado simbolicamente pelo átomo que lhe deu origem elevado à respetiva carga em excesso. Neste caso 2-.

Temos agora o exemplo do magnésio que ao invés de ganhar tem tendência a doar dois eletrões.

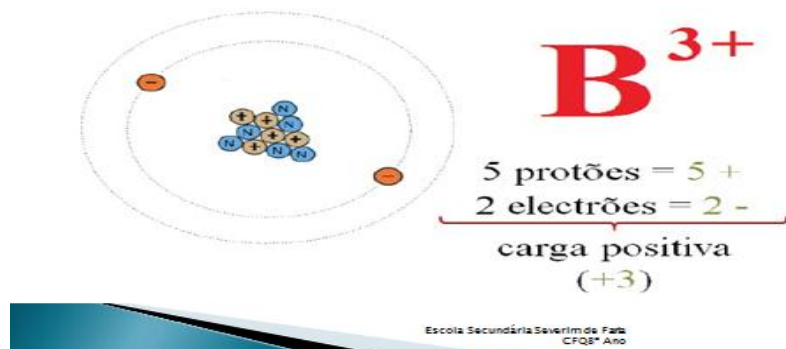
De onde provem a carga elétrica dos iões:



Escola Secundária Severim de Faria
CFQ8º Ano

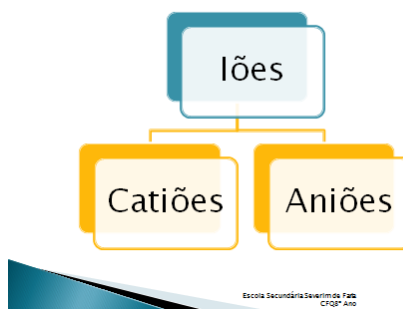
O boro por sua vez tem tendência a perder três eletrões, ficando com carga 3+.

De onde provem a carga elétrica dos iões:



Questionar os alunos, o B³⁺ será um catião ou um anião? Esperar que os alunos respondam.

Em seguida mostrar slide:



Os catiões formam-se quando um átomo tem tendência a perder eletrões, ficando com excesso de cargas positivas. Exemplo: Mg²⁺, Na⁺, Ca²⁺.

O anião forma-se quando um átomo tem tendência em ganhar eletrões ficando com um excesso de cargas negativas. Exemplo: Cl⁻, O²⁻, I⁻.

Mostrar slide:

Compostos iónicos

Se os átomos **perdem** eletrões, ficam com carga positiva → Chamam-se **Catiões**



Se os átomos **ganham** eletrões, ficam com carga negativa → Chamam-se **Aniões**



5. Já repararam no rótulo de uma garrafa de água?

Normalmente, o rótulo dá-nos a informação do tipo de iões, bem como a sua quantidade na água em questão.


Podemos ver em alguns rótulos, a representação simbólica dos aniões e dos catiões.

Reparem bem! Já viram que no rótulo aparecem iões monoatómicos e iões poliatómicos, isto é, tem na sua constituição mais do que um elemento representativo.

Representação simbólica de iões

Os iões positivos ou negativos representam-se simbolicamente. Um exemplo é a água que consumimos. Basta ler o rótulo de uma garrafa.

ANIÕES		CATIÕES	
	mg/L		mg/L
Cl^-	8,9 ± 0,5	Na^+	6,3 ± 0,2
HCO_3^-	9,0 ± 0,3	Mg^{2+}	1,6 ± 0,1
SO_4^{2-}	1,4 ± 0,2	Ca^{2+}	0,7 ± 0,2
NO_3^-	1,7 ± 0,4		



Escola Secundária Severim de Faria
C.F.Q.S.º Ano

Por exemplo o HCO_3^- , é um ião poliatómico. E é formado por hidrogénio, carbono e oxigénio.

Veja-mos alguns exemplos de iões monoatómicos, e poliatómicos.

Iões Monoatômicos e Poliatômicos

<ul style="list-style-type: none"> ▶ Ag^+ ▶ Cl^- ▶ Mg^{2+} 	<ul style="list-style-type: none"> ▶ SO_4^{2-} ▶ HCO_3^- ▶ NH_4^+
Iões monoatômicos	Iões Poliatômicos

Escola Secundária Severim de Faria
CFQ8º Ano

6. Não se preocupem, que neste momento não precisam de decorar estes iões todos. Quais as espécies que ganham eletrões, quais as que perdem. Para este feito temos uma tabela de iões, que pode e deve ser consultada sempre que necessário.

Mostrar slide:

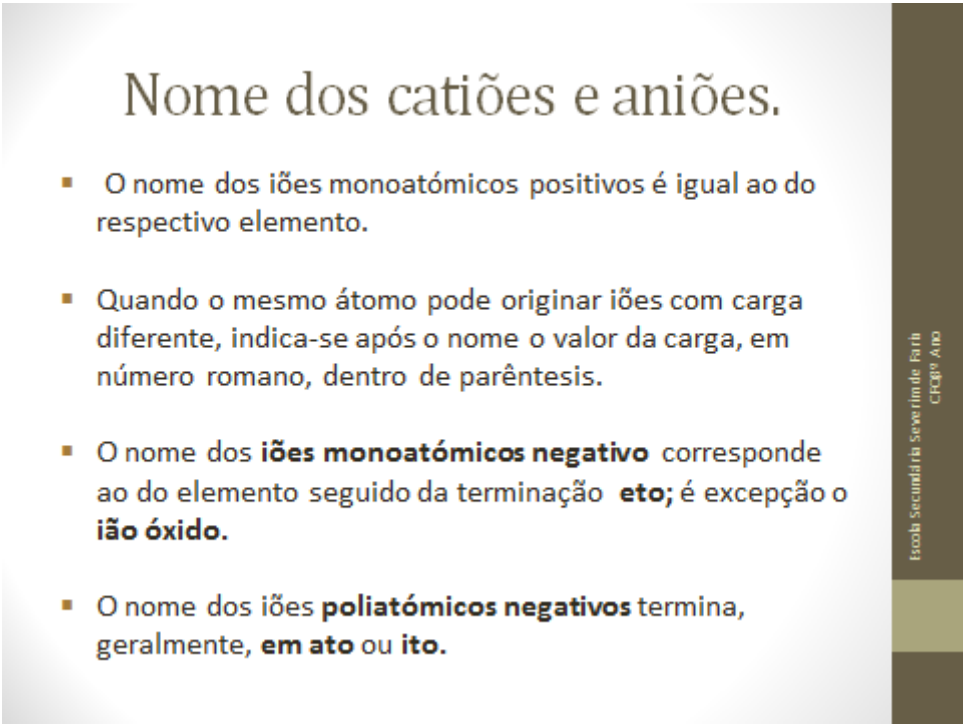
Tabela de iões.

Iões positivos – Catiões		Iões negativos – Aniões	
Nome	Representação simbólica	Nome	Representação simbólica
ião alumínio	Al^{3+}	ião brometo	Br^-
ião cálcio	Ca^{2+}	ião cloreto	Cl^-
ião chumbo	Pb^{2+}	ião iodeto	I^-
ião cobre (I)	Cu^+	ião óxido	O^{2-}
ião cobre (II)	Cu^{2+}	ião sulfureto	S^{2-}
ião ferro (II)	Fe^{2+}	ião bicarbonato	HCO_3^-
ião ferro (III)	Fe^{3+}	ião carbonato	CO_3^{2-}
ião magnésio	Mg^{2+}	ião fosfato	PO_4^{3-}
ião níquel	Ni^{2+}	ião hidróxido	HO^-
ião potássio	K^+	ião nitrato	NO_3^-
ião prata	Ag^+	ião nitrito	NO_2^-
ião sódio	Na^+	ião permanganato	MnO_4^-
ião zinco	Zn^{2+}	ião sulfato	SO_4^{2-}
ião amónio	NH_4^+	ião sulfito	SO_3^{2-}

7. Agora podem reparar no nome dos catiões e aniões. Será que vão ter de

os decorar. Ou há alguma maneira mais fácil de sabermos o nome dos catiões e dos aniões? Existe sim, vamos ver:

Mostrar slide:



The slide is titled "Nome dos catiões e aniões." and contains four bullet points:

- O nome dos iões monoatômicos positivos é igual ao do respectivo elemento.
- Quando o mesmo átomo pode originar iões com carga diferente, indica-se após o nome o valor da carga, em número romano, dentro de parêntesis.
- O nome dos **iões monoatômicos negativo** corresponde ao do elemento seguido da terminação **eto**; é exceção o **ião óxido**.
- O nome dos iões **poliatômicos negativos** termina, geralmente, **em ato** ou **ito**.

On the right side of the slide, there is a vertical bar with the text: "Escola Secundária Superior de Faro" and "CEFAPI Faro".

Á medida que vou explicando estas regras de nomenclatura, dar exemplos para cada tópico. Escrever alguns catiões e aniões no quadro e pedir para eles me dizerem os nomes do respetivo catião ou anião.

8. Mas estamos aqui a dizer, que os iões ganham eletrões outros por sua vez perdem eletrões, ou seja uns são aniões, outros catiões, respetivamente.

Muito bem se ganham eletrões, então foi por que um átomo que tinha tendência para formar catiões, isto é, para perder eletrões, lhe "deu" os eletrões que esse átomo precisava.

Mostrar slide:

Compostos iónicos



OS ÁTOMOS COMBINAM-SE QUIMICAMENTE POR PARTILHA OU TRANSFERÊNCIA DE ELECTRÕES.



Escola Secundária
Severino de Laria
CRCS - APO

Vamos ver um exemplo para perceberem melhor, há e não e esqueçam cargas opostas atraem-se.

Por exemplo o vulgar sal da nossas cozinhas o cloreto de sódio é formado por Na^+ e Cl^- .

O sódio cedeu um eletrão ao cloro.

9. A fórmula química dos compostos iónicos, representa a **proporção mínima** em que se **combinam** os **iões positivos e negativos**.
10. Para escrevermos a fórmula química do composto iónico, é necessário saber duas regras muito importantes.
 - 1º Na fórmula química do composto, primeiro escreve-se o catião ou ião positivo, e depois escreve-se o anião ou ião negativo.
Ao contrário do que acontece quando lê-mos o nome do composto iónico, lê-se " de trás para a frente " primeiro o anião e depois o catião.

2º Num composto iónico a carga total é sempre 0 (zero).

O número de cargas eléctricas positivas deve ser igual ao número de

cargas elétricas negativas, porque as substâncias são eletricamente neutras.

Na escrita da fórmula química de uma substância iônica deve escrever-se primeiro o ião positivo e depois o ião negativo. Deve em seguida procurar-se a proporção de cargas elétricas entre o catião e o anião, por forma a obter um conjunto eletricamente neutro.

Exemplo:

O cloreto de cálcio.

$\text{Ca}^{2+} \text{Cl}^-$, a fórmula química irá ficar CaCl_2 .

Pois o cálcio tem duas cargas positivas, pois tem falta de dois eletrões, o Cl, tem uma carga negativa, o que significa que tem um eletrão para dar.

Mas para que o Ca receba dois eletrões são necessários dois iões de Cl.

Mostrar slides:

Regras para a escrita de fórmulas químicas.

The diagram is divided into two main sections. The left section, titled 'Fórmula química', shows a tree structure where 'Fórmula química' branches into '1º ião positivo' and '2º ião negativo'. Below this, 'Nome' branches into '1º Nome do ião negativo' and '2º Nome do ião positivo'. The right section features a small image of a white powder in a dish, labeled 'Cloreto de sódio'. Below the image, it shows 'lões sódio' (Na⁺) and 'lões cloreto' (Cl⁻), followed by the chemical formula 'Na⁺Cl⁻' and the final formula 'NaCl' in a stylized font. At the bottom of the slide, it reads 'Escola Secundária Severino de Pam CPQ8º Ano'.

Regras para a escrita de fórmulas químicas.

Fórmula química

1: lão positivo 2: lão negativo

Nome

1: Nome do lão negativo 2: Nome do lão positivo

Cloreto de níquel (II)

lões níquel (II) lões cloreto

Ni^{2+} Cl^-

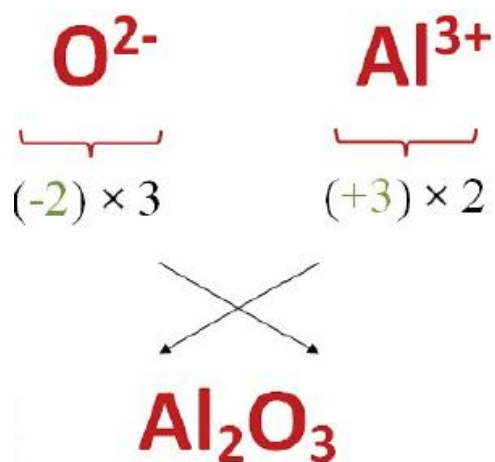
$\text{Ni}^{2+} (\text{Cl}^-)_2$

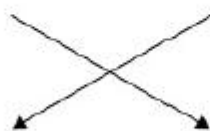
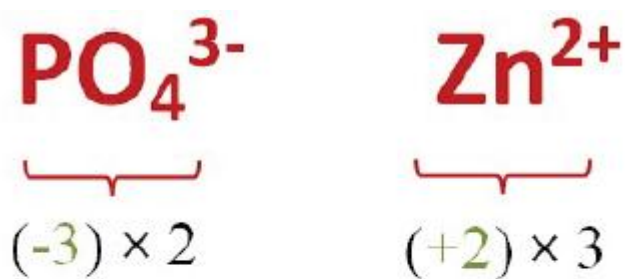
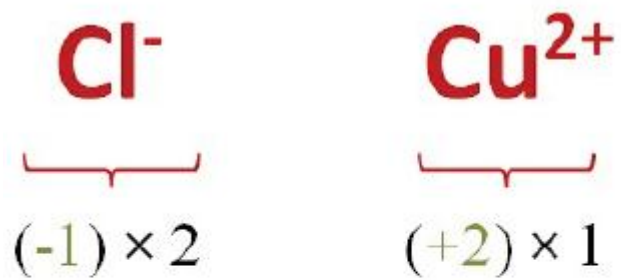
NiCl_2

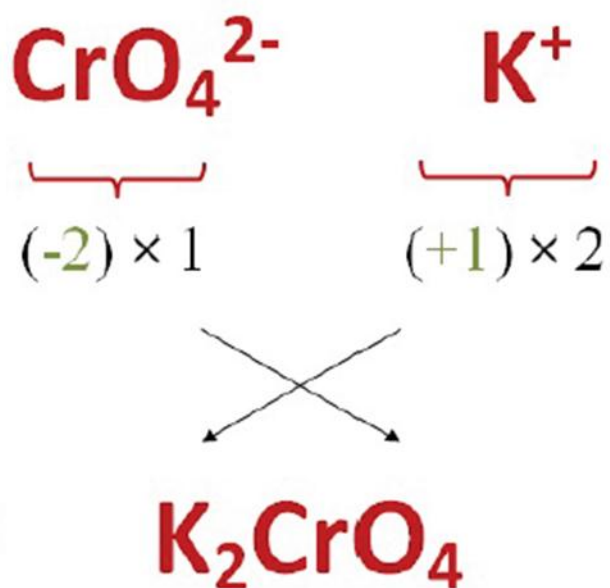
Escola Secundária Severina de Faro
CEQP-AIO

Com o auxílio do quadro, mostrar que fazendo o mínimo múltiplo comum também se pode chegar às proporções dos iões, para que o conjunto fique eletricamente neutro.

Fazer os seguintes exemplos no quadro, sempre interagindo com os alunos. Para que eles escrevam a fórmula do composto corretamente.







11. Resolver exercícios do manual de forma, a consolidar as aprendizagens.

12. Realização da tarefa nº14

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.

Participação na aula.



Escola Secundária de Severim de Faria – Évora
Ciências Físico-Químicas 8º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº7

Disciplina/Área Curricular: Ciências Físico-Químicas

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 8º Turma: A

Data: 01/06/2012

Lições: 67 e 68

Unidade Didática

Reações químicas

Sumário

- Explicação e representação das reações químicas.

Competência (s)

- Interpretar as reações químicas em termos de colisões moleculares.
- Representar reações por equações químicas em exemplos simples.
- Compreender o acerto de equações químicas.
- Identificar algumas informações fornecidas pelas equações químicas.

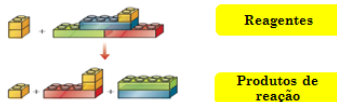
Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

12. Iniciar a aula fazendo a chamada dos alunos.
13. Estivemos a estudar nas últimas aulas a constituição da matéria.
14. Vamos agora compreender o que acontece aos átomos, moléculas ou iões durante uma reação química.
15. Durante uma reação química ocorre a **formação de novas substâncias**.
Nesse processo, os corpúsculos estão muito agitados, e quando colidem podem alterar a sua estrutura, permutando átomos ou iões entre si.
Para qualquer reação, verifica-se que os átomos que constituem os reagentes, reaparecem nos produtos da reação. Diz-se que ocorre, durante a reação, o rearranjo de átomos.
Mostrar slide:

AS REAÇÕES QUÍMICAS COMO REARRANJO DOS ÁTOMOS

- No decurso de uma reação química, há ruptura de ligações químicas entre os átomos dos reagentes e formação de novas ligações;
- Nos produtos da reação os átomos são os mesmos; apenas se encontram agrupados de outra forma.



Vamos ver uma pequena comparação podemos imaginar as peças de lego de cima como se fossem os reagentes, após se dar a reação temos como produtos de reação as mesmas peças, apenas organizadas de forma diferente.

16. Vamos então ver o seguinte esquema de palavras.

Hidrogénio + Oxigénio → Água

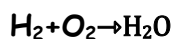
Perguntar então quais são os reagentes e os produtos da reação?

Acham que este esquema de palavras é universal? Será que um químico Francês ou holandês, compreenderiam o que está ali escrito? Não! É por isso que os químicos representam a reação química através de uma equação química, utilizando fórmulas químicas.

Então peço agora a alguém, para me ajudar a traduzir este esquema de palavras para uma equação química.

Muito bem. Então qual a fórmula química do hidrogénio molecular, e do oxigénio molecular, e como se representa a molécula de água.

Após já ter esquema químico escrito no quadro:

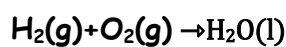


Então e não podemos completar este esquema químico com os estados físicos.

Sim então o hidrogénio está no estado gasoso e o oxigénio também. A

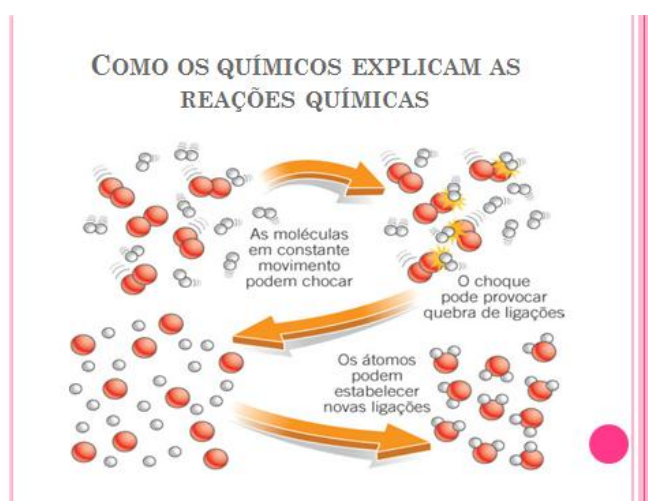
água por sua vez está no estado líquido.

Vamos então completar, os estados físicos metem-se á frente da respectiva fórmula química entre parênteses.



Perguntar quais são as substâncias compostas e quais as elementares? Porquê?

Há pouco disse que numa reação química apenas havia o rearranjo de átomos, vamos ver neste slide, com maior detalhe o que acabei de dizer:



17. Vamos então contar os átomos dos reagentes e dos produtos da reação.

Reagentes:

2 Átomos de O

2 átomos de H

Produtos da reação:

1 Átomo de O

2 Átomos de H

Bem à aqui qualquer coisa que está mal então para onde foi o outro átomo de oxigénio. Fugiu?

Alguém se lembra da lei de Lavoisier?

O que expressava essa lei?

Numa reação química, a massa total dos reagentes é igual á massa total dos produtos da reação.

Nada se cria, nada se perde, tudo se conserva!

Toda a equação química, tem de estar de acordo com esta lei.

Mostrar slide:

LEI DA CONSERVAÇÃO DA MASSA

É possível interpretar a lei da conservação da massa (lei de Lavoisier) em termos de conservação de átomos. Assim:

- Os átomos têm massa.
- O número total de átomos numa reação química não se modifica. Apenas estão associados de maneira diferente.
- O número de átomos de cada elemento mantém-se durante a reação. Ou seja, há conservação do número de átomos de cada elemento.

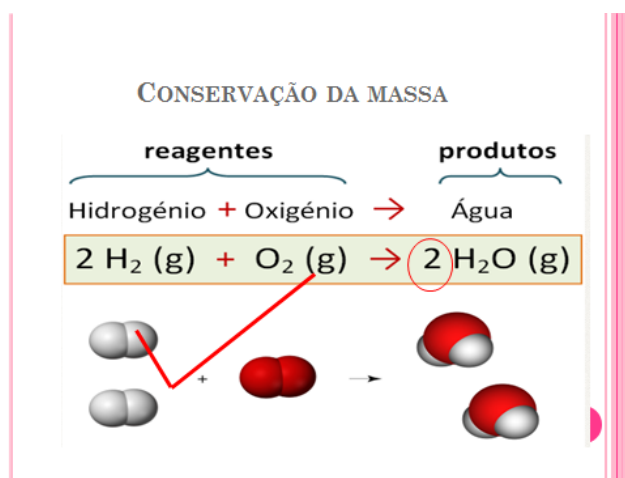
Posto isto que acabámos de dizer, à qualquer coisa que não "bate bem" com esta equação química?

Verifica-se que o número de átomos de cada elemento nos reagentes e no produto da reação não é igual. É necessário acertar a equação química para que esta esteja de acordo com a lei de Lavoisier.

O acerto das equações químicas faz-se por tentativas, contando quantos átomos há de cada elemento nos reagentes e produto (s) da reação. Após o acerto das equações químicas, verifica-se sempre que o número de átomos de cada elemento é igual nos reagentes e nos produtos da reação.

Acertamos a equação química com coeficientes estequiométricos. Os coeficientes estequiométricos são números inteiros que se colocam antes das fórmulas químicas e que permite igual o número de átomos de cada tipo nos dois lados da equação.

Mostrar slide:



18. Fazer a mesma análise para as seguintes reações:

a) Magnésio(s) + oxigénio(g) → óxido de Magnésio(s)

b) Metano(g) + oxigénio(g) → água(g) + dióxido de carbono (g)

c) Carbono(s) + oxigénio(g) → dióxido de carbono (g)

d) Ácido sulfúrico (aq) + hidróxido de sódio (aq) → cloreto de sódio (aq) + água (l)

19. Fazer exercícios da página 135 do manual.

20. Dar por terminada a aula.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.

Participação na aula

Anexo V:
Planos de aula
Ensino Secundário



PLANO DE AULA

Disciplina/Área Curricular: Física e Química A

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 11º Turma:CT1

Unidade Didática

Química e Indústria: Equilíbrios e Desequilíbrios

Sumário

- Reações completas e incompletas
- Reações reversíveis e irreversíveis
- Equilíbrio químico

Competência (s)

- Interpretar uma reação reversível como uma reação em que os reagentes formam os produtos da reação, diminuem a sua concentração não se esgotando e em que, simultaneamente, os produtos da reação reagem entre si para originar os reagentes.
- Reconhecer que existem reações reversíveis em situação de não equilíbrio (caso do $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2$)
- Representar uma reação reversível pela notação de duas setas com sentidos opostos (\rightleftharpoons) a separar as representações simbólicas dos intervenientes na reação
- Identificar reação direta como a reação em que, na equação química, os reagentes se representam à esquerda das setas e os produtos à direita das mesmas e reação inversa aquela em que, na equação química, os reagentes se representam à direita das setas e os produtos à esquerda das mesmas (convenção)
- Associar estado de equilíbrio a todo o estado de um sistema em que, macroscopicamente, não se registam variações de propriedades físico-químicas
- Associar estado de equilíbrio dinâmico ao estado de equilíbrio de um sistema, em que a rapidez de variação de uma dada propriedade num sentido é igual à rapidez de variação da mesma propriedade no sentido inverso
- Identificar equilíbrio químico como um estado de equilíbrio dinâmico
- Caracterizar estado de equilíbrio químico como uma situação dinâmica em que há conservação da concentração de cada um dos componentes da mistura reacional, no tempo
- Interpretar gráficos que traduzem a variação da concentração em função do tempo, para cada um dos componentes de uma mistura reacional

- Associar equilíbrio químico homogéneo ao estado de equilíbrio que se verifica numa mistura reacional com uma só fase
- Identificar a reação de síntese do amoníaco como um exemplo de um equilíbrio homogéneo quando em sistema fechado.
- Escrever as expressões matemáticas que traduzem a constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) de acordo com a Lei de Guldberg e Waage
- Verificar, a partir de tabelas, que K_c depende da temperatura, havendo portanto, para diferentes temperaturas, valores diferentes de K_c para o mesmo sistema reacional

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Iniciar a aula queimando um pedaço de papel, e questionar os alunos se é uma reação completa ou incompleta? **R: completa, pois um dos reagentes (papel) esgotou-se completamente.**
2. Mostrar PowerPoint.

Reações completas e incompletas

- Uma reação química diz-se **completa** quando leva ao esgotamento de, **pelo menos, um dos reagentes**.

O rendimento da reacção é próximo dos 100%.

- No estado final existem apenas os produtos da reação, se os reagentes estiverem nas proporções estequiométricas adequadas, ou os produtos da reação e os reagentes que estavam em excesso.

Frisar que uma reação é completa quando pelo menos um dos reagentes esgotou-se completamente. O rendimento da reação é próximo dos 100%.

Dar exemplos de reações completas.

Reações completas

Exemplos:

- Combustão do carvão:

$$\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$$
- Reação do ácido clorídrico com o magnésio:

$$2 \text{HCl (aq)} + \text{Mg (s)} \rightarrow \text{MgCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$$

3. Dizer que, uma das razões para que o rendimento de uma reação química seja inferior a 100% é a **reação ser incompleta**. Isto é, terminar sem que

se tenha esgotado, pelo menos, um dos reagentes, termina havendo ainda quantidades mensuráveis de todos os reagentes.

Reacção Incompleta

Uma reacção será incompleta se, independentemente dos reagentes estarem, ou não, em quantidades estequiométricas, a reacção progride só até à obtenção de uma dada quantidade de produtos, sem que nenhum dos reagentes (nem mesmo o limitante) se esgote.

$$\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g})$$

No fim temos uma mistura de reagentes e de produtos de reacção.

A maior parte das reacções, espontâneas ou não, são reacções incompletas.

4. Perguntar será que conseguimos obter novamente o papel que queimamos á pouco, a partir dos produtos da reacção (cinzas). **R: Não. Então podemos dizer que esta reacção é irreversível.**

Reacções reversíveis e irreversíveis:

Em muitas reacções químicas, os reagentes dão origem aos produtos da reacção, mas, mesmo em sistema fechado, os produtos em contacto não reagem entre si para regenerar os reagentes.

$$2\text{HCl} (\text{aq}) + \text{Mg} (\text{s}) \longrightarrow \text{MgCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$$

Não é possível obter magnésio metálico e ácido clorídrico a partir do cloreto de magnésio (MgCl_2) e do hidrogénio (H_2)!!!

Esta reacção é irreversível, isto é, mesmo que durante algum tempo os produtos da reacção estejam em contacto não regeneram os reagentes.

Reacções reversíveis e irreversíveis:

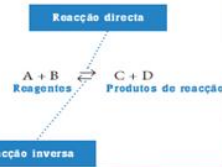
Ao contrário da anterior, há reacções em que os produtos de reacção reagem entre si, regenerando assim os reagentes.

Estas são as reacções reversíveis.

- Nas reacções reversíveis **coexistem** as reacções direta, em que os reagentes originam os produtos de reacção, e inversa, em que os produtos de reacção regeneram os reagentes.
- Por reacção inversa entende-se a reacção oposta à que se considera como reacção direta.

Reações reversíveis e irreversíveis:

Exemplo:



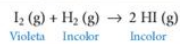
Numa reação reversível, os produtos da reação reagem entre si, regenerando os reagentes. Ocorrem simultaneamente as duas reações e o resultado final é uma mistura de reagentes e produtos da reação.

É claro que, para que uma reação direta e a respetiva inversa ocorram simultaneamente, é necessário que os produtos da reação (direta) não escapem e se afastem, para que possam ser reagentes na reação inversa.

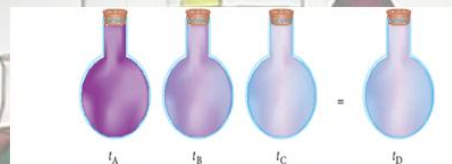
Isto é, em regra, o sistema não pode ser um sistema aberto, terá de ser um sistema fechado (apenas trocas de energia são permitidas entre o sistema e o exterior) ou um sistema isolado (nem trocas de energia são permitidas).

5. Dizer que as reações reversíveis se representam por uma dupla seta.
6. Pegar no exemplo do iodo que é um gás violeta, e questionar os alunos o que acontece a cor do sistema com o tempo? Desaparece? Não!

Reações reversíveis e estados de equilíbrio:



Violeta Incolor Incolor



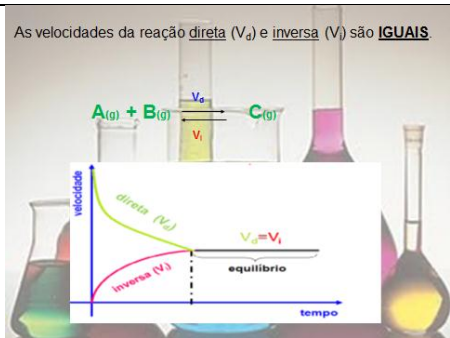
- a **cor violeta vai-se atenuando** porque o iodo gasoso vai-se consumindo;
- a reação **não foi completa**, pois se a cor violeta desapareceria totalmente.
- as concentrações, quer do iodo quer das outras substâncias do sistema reacional **são constantes, a partir de determinada altura**.

Mas terá a reação acabado?

Não. Há factos experimentais que o demonstram. A nível molecular verifica-se que as reações direta e inversa se processam à mesma velocidade. Neste caso, atingiu-se o equilíbrio químico.

$$I_2 (g) + H_2 (g) \rightleftharpoons 2 HI (g)$$

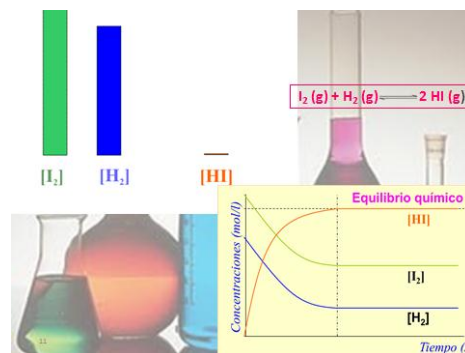
Então o que aconteceu á reação?



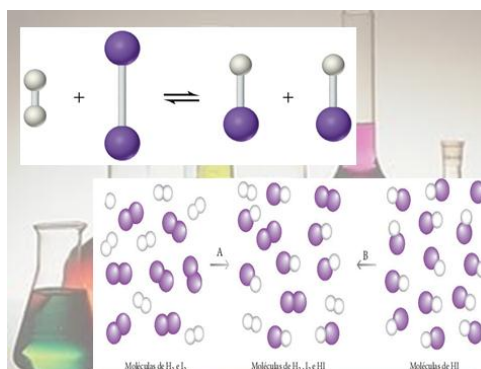
Entretanto, a velocidade da reação é máxima no início e vai diminuindo ao longo do tempo, isto, porque a velocidade da reação direta diminui e a da reação inversa aumenta.

Então pode-se dizer que o sistema atingiu o Equilíbrio químico.

7. **Mas o que será isso do equilíbrio químico?** Fazer analogias do dia-a-dia para um melhor entendimento dos alunos.
8. **Vimos à pouco como variava a velocidade da reação com o tempo.** Como variará a concentração dos produtos e dos reagentes ao longo do tempo? Serão as concentrações dos produtos e reagentes no equilíbrio, iguais? R. não.



9. Mostrar o que acontece a nível microscópico.



10. Sintetizar o que se disse até aqui sobre o equilíbrio químico, mostrando o PowerPoint.

Características de um sistema em equilíbrio:

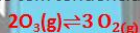
- No equilíbrio as reações directa e inversa continuam a ocorrer ao mesmo tempo.
- As velocidades das reações directa e inversa são iguais.
- As concentrações de **todos** os participantes (reagentes e produtos) tornam-se constantes **e não necessariamente iguais**.
- Esse tipo de equilíbrio somente ocorre em **sistemas fechados** (onde não há troca de matéria com o ambiente).

11. Informar que o facto da reação ser reversível não implica que esta esteja em equilíbrio químico.

Atenção!!

O equilíbrio só pode existir em sistemas **fechados** ou **isolados**. Se o sistema for aberto, os produtos da reação podem-se escapar, pelo que os reagentes não são regenerados.

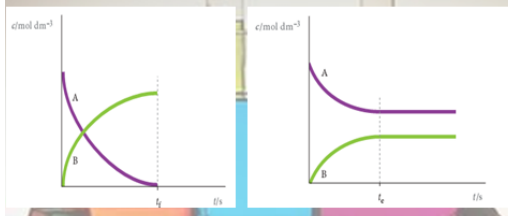
Por exemplo embora a conversão do ozono e oxigénio molecular seja uma reação reversível, o ozono atmosférico tem tendência a desaparecer.



O facto de uma reação ser reversível não implica que esta esteja em equilíbrio químico.

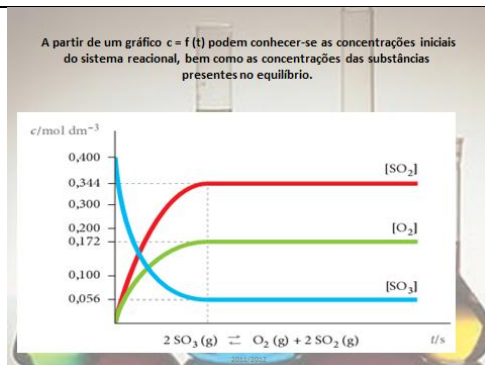
12. Explicar que com base na análise de gráficos $C=f(t)$, podemos retirar varias informações. Podemos ficar a saber se a reação é reversível ou não. Qual as concentrações iniciais e no equilíbrio dos reagentes e produtos.

Curvas de variação das concentrações dos reagentes e dos produtos de reação, em função do tempo



Neste sistema reacional, o reagente A consome-se totalmente. Trata-se de uma reação **irreversível**.

Neste sistema reacional atinge-se o estado de **equilíbrio** ao fim de t_e segundos. A partir desse instante, as concentrações de A e de B **não variam**.



13. Resolver o exercício 1, recorrendo ao quadro.

Exercício 1:

1.1 Num recipiente fechado introduziram-se 1,00 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ e 1,00 mol $\text{I}_2(\text{g})$. Aqueceu-se a mistura e verificou-se que, quando se atingiu o equilíbrio, 80% do iodo tinha sido consumido. Qual a composição da mistura no equilíbrio?

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$$

Resolução:

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$$

	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{I}_2(\text{g})$	$2 \text{HI}(\text{g})$
$n_{\text{inicial}} / \text{mol}$	1,00	1,00	0
Varição de n / mol	-x	-x	+2x
$n_{\text{equilíbrio}} / \text{mol}$	$1,00 - x$	$1,00 - x$	+2x

1 mol de I₂ (quantidade total) _____ 100%
 x _____ 80%

$$x = \frac{1 \times 80}{100} = 0,80 \text{ mol de I}_2$$

n_{I₂} no equilíbrio = (1,00 - x) mol = 1,00 - 0,80 = 0,20 mol
 n_{H₂} no equilíbrio = (1,00 - x) mol = 1,00 - 0,80 = 0,20 mol
 n_{HI} no equilíbrio = 2x mol = 2 × 0,80 = 1,60 mol

Resultado: As quantidades de substância no equilíbrio são: 0,20 mol de I₂; 0,20 mol de H₂; 1,60 mol de HI.

14.

Exercício 2:

2. Num recipiente com o volume de 1,00 dm³ introduziram-se 1 mol de N₂ e 1 mol de H₂, sabendo que no equilíbrio a quantidade de N₂ é 0,921 mol. Qual a concentração de todos os constituintes no equilíbrio.

$$\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g})$$

Resolver este exercício no quadro, esboçando o gráfico da variação da concentração dos produtos e reagentes através dos valores obtidos. Esboçar também o gráfico velocidade Vs. tempo

- Explicar que no início da reação, quando só existiam reagentes, estes estão a ser consumidos transformando-se em produtos- A quantidade de reagentes vai diminuindo e a quantidade de produtos vai aumentando.
- A pouco e pouco os reagentes vão se gastando, pelo que diminui o ritmo da formação de produto; pelo contrario, como a quantidade de produto está a aumentar, aumenta o ritmo de regeneração dos reagentes.
- A certa altura atinge-se o equilíbrio químico- o ritmo de formação de produtos a partir de reagentes é igual ao ritmo de regeneração dos reagentes a partir dos produtos, pelo que parece que a reação parou.

Realmente, o que acontece é que se atinge um equilíbrio dinâmico: Apesar de a nível macroscópico não se observar nenhuma alteração. A nível microscópico existem duas reações inversas que se estão a dar à mesma velocidade.

15. Informar que apenas vamos estudar equilíbrios homogéneos. Ou seja, todos os seus constituintes estão na mesma fase. Quando os seus constituintes não estão todos na mesma fase passamos a ter um equilíbrio heterogéneo. Esta informação é bastante importante para quando se for calcular o K_c.

16. Resolução de exercícios.

Exercício:

3. O monóxido de carbono e o hidrogénio reagem de acordo com a seguinte equação:

$$\text{CO (g)} + 3 \text{H}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4 \text{(g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$$

Quando 1,000 mol de CO e 3,000 mol de H₂ reagem num vaso de 10,0 dm³, a uma temperatura de 927 °C, e atingem o equilíbrio, a mistura em equilíbrio contém 0,387 mol de H₂ O.

Qual a composição molar da mistura em equilíbrio, ou seja, que quantidade de cada substância está presente na mistura em equilíbrio?

4. Nos gráficos I, II, III e IV estão representadas as variações das concentrações dos reagentes e dos produtos da reação, ao longo do tempo.

2.1 Que (lêis) do(s) gráfico(s) correspondem (m) a reações completas? E a reações incompletas? Justifique.

2.2 Em relação ao gráfico I:

a) Quantos reagentes constituem o sistema reacional?

b) Porque atingem o eixo do tempo as curvas correspondentes às substâncias A e B?

2.3 Em relação ao gráfico II:

a) Identifique os reagentes e os produtos da reação.

b) Com base na análise do gráfico, o que pode concluir-se?

5. A reação do monóxido de azoto (NO) com o oxigénio (O₂), com a formação de dióxido de azoto (NO₂). No gráfico seguinte está representada a variação da concentração dos reagentes e dos produtos da reação ao longo do tempo a uma temperatura constante.

$$\text{NO (g)} + \text{O}_2 \text{(g)}$$

Identifique os compostos A, B, C

17. (terminar aula) se der tempo introduzir a constante de equilíbrio.
18. Para introduzir a lei da ação das massas. Dar os valores das diferentes concentrações no equilíbrio e no início. Pedir para os alunos calcularem



$$K = \frac{[\text{C}]_c^c [\text{D}]_c^d}{[\text{A}]_c^a [\text{B}]_c^b}$$

E chegar a conclusão que esse valor é constante independente das concentrações iniciais.

Lei de Guldberg e Waage

Experiência	C _{inicial} (mol·dm ⁻³)			C _{equilíbrio} (mol·dm ⁻³)		
	N ₂	H ₂	NH ₃	N ₂	H ₂	NH ₃
1	1,00	1,00	0	0,921	0,763	0,158
2	0	0	1,00	0,398	1,194	0,204
3	1,00	1,00	1,00	1,214	1,642	0,572

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.
Participação na aula.



Escola Secundária Severim de Faria – Évora
Física e química A 11º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº 2
90 MIN

Disciplina/Área Curricular: Física e Química A

Professor: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 11º Turma:CT1

Unidade Didática

Química e Indústria: Equilíbrios e Desequilíbrios

Sumário

- Constante de equilíbrio
- Quociente da reação
- Princípio de Le Chatelier

Competência (s)

- Escrever as expressões matemáticas que traduzem a constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) de acordo com a Lei de Guldberg e Waage
- Verificar, a partir de tabelas, que K_c depende da temperatura, havendo portanto, para diferentes temperaturas, valores diferentes de K_c para o mesmo sistema reacional
- Traduzir quociente de reação, Q , através de expressões idênticas às de K em que as concentrações dos componentes da mistura reacional são avaliadas em situações de não equilíbrio (desequilíbrio)
- Comparar valores de Q com valores conhecidos de K_c para prever o sentido da progressão da reação relativamente a um estado de equilíbrio
- Relacionar a extensão de uma reação com os valores de K_c dessa reação
- Relacionar o valor de K_c com $K.c$, sendo $K.c$ a constante de equilíbrio da reação inversa
- Utilizar os valores de K_c da reação no sentido direto e $K.c$ da reação no sentido inverso, para discutir a extensão relativa daquelas reações
- Referir os factores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reacional (temperatura, concentração e pressão) e que influenciam o sentido global de progressão para um novo estado de equilíbrio
- Prever a evolução do sistema reacional, através de valores de K_c , quando se aumenta ou diminui a temperatura da mistura reacional para reações

exoenergéticas e endoenergéticas

- Identificar a lei de Le Chatelier (Henri Le Chatelier, químico termodinâmico francês), enunciada em 1884, como a lei que prevê o sentido da progressão de uma reação por variação da temperatura, da concentração ou da pressão da mistura reacional
- Reconhecer que o papel desempenhado pelo catalisador é o de aumentar a rapidez das reações direta e inversa, por forma a atingir-se mais rapidamente o estado de equilíbrio (aumento da eficiência), não havendo, no entanto, influência na quantidade de produto obtida

Desenvolvimento da Aula

(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Iniciar a aula, dizendo que vamos continuar a explorar o tema equilíbrio químico. Mostrar slide 1.



2. Para compreendermos melhor o que é a constante de equilíbrio, vamos analisar a seguinte experiência.

Mostrar slide 2 e 3.



Lei de Guldberg e Waage

Realizaram-se três experiências, em que se colocaram num recipiente fechado diferentes concentrações de hidrogénio, de azoto e de amoníaco, a determinada temperatura. Esperou-se que o equilíbrio fosse atingido e mediram-se as concentrações finais dos três gases envolvidos na reação. Os resultados obtidos serão apresentados na próxima tabela.

118 071
2011/2012

Lei de Guldberg e Waage



Experiência	C _{inicial} (mol.dm ⁻³)			C _{equilíbrio} (mol.dm ⁻³)		
	N ₂	H ₂	NH ₃	N ₂	H ₂	NH ₃
1	1,00	1,00	0	0,921	0,763	0,158
2	0	0	1,00	0,398	1,194	0,204
3	1,00	1,00	1,00	1,214	1,642	0,572

A primeira conclusão que se pode retirar deste quadro é que as concentrações no equilíbrio, dependem das concentrações iniciais dos reagentes.

3. Será que a constante de equilíbrio continua a ser a mesma, apesar das concentrações iniciais serem diferentes? R: sim. Para melhor visualizarmos a situação, vamos fazer continhas!

Mostrar slide 4.



Experiência	$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3}$	Valor de Kc obtido
1	$K_c = \frac{0,158^2}{(0,921) \times (0,763)^3}$	0,0610=0,061
2	$K_c = \frac{0,204^2}{(0,398) \times (1,194)^3}$	0,614=0,061
3	$K_c = \frac{0,572^2}{(1,214) \times (1,642)^3}$	0,0609=0,061

À mesma temperatura e para uma mesma reação existe uma relação que se mantém constante, neste caso é $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3} = 0,0601$

4. Então a partir desta experiência podemos extrapolar estas conclusões para uma forma mais geral.

Considerando a reação genérica.



Sabemos que existe uma relação matemática tal que nos é dada por:

$$K = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Esta equação é a forma matemática da **lei de Guldberg e Waage**, que diz:

Num sistema em equilíbrio químico é constante a razão entre o produto das concentrações dos produtos da reação e o produto das concentrações dos reagentes, elevados aos respectivos coeficientes estequiométricos.

Também se dá o nome de **Lei da ação das massas**.

5. Mostrar slide.



- O valor da **constante de equilíbrio** é o **mesmo** para qualquer estado de equilíbrio a **uma dada temperatura**.
- A **constante de equilíbrio** só depende, da **temperatura**.


Dizer que ainda nesta aula, vamos **perceber mais detalhadamente o porquê da Kc variar com a temperatura**.

6. Então mas porque será tão importante saber qual a constante de equilíbrio da reação?

R: O conhecimento do valor de Kc dá-nos informações sobre as quantidades relativas de reagentes e produtos da reação no equilíbrio e, conseqüentemente, sobre o rendimento da reação, comparando também a extensão das reações direta e inversa.

A extensão da reação direta é o grau de transformação dos reagentes em produtos de reação, atingido o equilíbrio.

Mostrar slide.



A ordem de grandeza da constante de equilíbrio

- Se a constante de equilíbrio **for muito elevada (Kc >> 1)**, isso significa que no equilíbrio há muito maior quantidade de produtos da reação que de reagentes. A **extensão da reação direta** é muito superior à **extensão da reação inversa**.
- Se a constante de equilíbrio **for muito baixa (Kc << 1)**, isso significa que no equilíbrio há muito maior quantidade de reagentes que de produtos da reação. A **extensão da reação inversa** é muito superior à **extensão da reação direta**.

118 CT1
2011/2012

Quanto maior a extensão da reação direta maior é o rendimento da reação.



A ordem de grandeza da constante de equilíbrio

- Se a constante de equilíbrio **não for muito superior nem muito inferior a 1**, então as quantidades de reagentes e de produtos de reação presentes no equilíbrio são da mesma ordem de grandeza. **A extensão da reação direta e da reação inversa não são muito diferentes.**

7. Uma vez conhecida a constante de equilíbrio podemos calcular as concentrações das espécies intervenientes no equilíbrio, e vice-versa.

Vamos agora imaginar uma situação: sabemos qual a constante de equilíbrio de uma determinada reação, qual será o Kc da reação inversa? Será o mesmo? R: não!

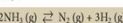
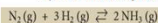
Como podemos então saber qual a constante de equilíbrio da reação inversa?

Mostrar slide:



Cálculos baseados na constante de equilíbrio

- O valor da constante de equilíbrio de uma reação inversa (Kc) é o inverso da constante de equilíbrio da reação direta (Kc).



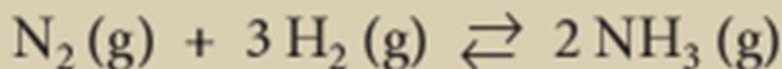
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_c^2}{[\text{N}_2]_c [\text{H}_2]_c^3}$$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2]_c [\text{H}_2]_c^3}{[\text{NH}_3]_c^2}$$

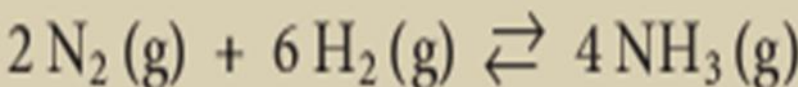
$$K_{c(B)} = \frac{1}{K_{c(A)}}$$

E será que o valor do Kc de uma reação não dependerá do modo como foi feito o acerto da equação?

Será que esta reação:



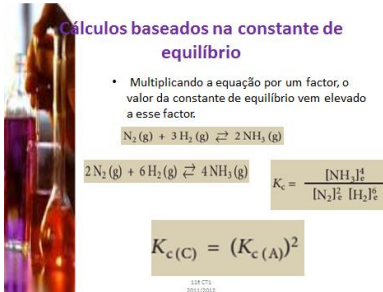
Tem o mesmo valor de Kc desta?



R: não.

Agora imagem ainda outra situação sabem o K_c da primeira reação, mas necessitam de saber o K_c da segunda reação como podíamos obter o segundo K_c .

Mostrar slide:



Cálculos baseados na constante de equilíbrio

- Multiplicando a equação por um factor, o valor da constante de equilíbrio vem elevado a esse factor.

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$$

$$2 \text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NH}_3(\text{g})$$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^4}{[\text{N}_2]^2 [\text{H}_2]^6}$$

$$K_{c(\text{C})} = (K_{c(\text{A})})^2$$

118 CF1
2011/2012

- Quando uma reação química resulta da soma de duas reações, a constante de equilíbrio (K_c) da reação global é igual ao produto das constantes de equilíbrio das reações parciais.

8. Pedir a um aluno para vir ao quadro resolver o seguinte exercício.



Exercício:

A constante de equilíbrio para a reação:

$$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$$

é $2,5 \times 10^{-2}$, a $2130 \text{ }^\circ\text{C}$.

Determine a constante de equilíbrio para a equação:

$$\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$$

R: $K_c'' = 6,3$

118 CF1
2011/2012

9. Introduzir o conceito de Quociente de reação. Fazendo a seguinte questão:
Será que se soubermos as concentrações iniciais dos reagentes e dos produtos de uma determinada reação e o respetivo K_c , temos forma de saber, sem calcular as concentrações no equilíbrio, se a reação está em equilíbrio, e se não em que sentido irá evoluir? R: sim

Mostrar slide:



Quociente de reação

Um modo de saber se um sistema está ou não em equilíbrio, e caso não esteja em que sentido vai evoluir, consiste em comparar a constante de equilíbrio (K_c) com o chamado quociente de reação, Q .

118 CT1
2011/2012

Agora perguntam vocês, então mas como se calcula o quociente da reação?

Mostrar slide:



Quociente de reação

O quociente de reação é uma expressão que tem a mesma forma que a constante de equilíbrio, na qual as concentrações não são necessariamente as concentrações de equilíbrio.



$$Q = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] + [\text{I}_2]}$$

118 CT1
2011/2012

E como podemos então saber se o sistema está ou não em equilíbrio? R: comparando o K_c com o Q .

Mostrar slide:



Quociente de reação

Se num dado momento as concentrações das substâncias presentes num sistema reacional são tais que:

- $Q_c = K_c$, o sistema está em equilíbrio;
- $Q_c \neq K_c$, o sistema não está em equilíbrio;

118 CT1
2011/2012

Então mas se o sistema não tiver em equilíbrio, podemos saber como evoluirá até atingir o equilíbrio? R: sim, comparando os valores K_c e Q_c .

Mostrar slide:



Quociente de reação

- Se $Q_c < K_c$ - tal significa que a quantidade de reagentes neste estado é superior à quantidade de reagentes no estado de equilíbrio. A reação ocorre espontaneamente no sentido da formação dos produtos.
- Se $Q_c > K_c$ - tal significa que a quantidade de produtos de reação neste estado é superior à quantidade de produtos de reação no estado de equilíbrio. A reação ocorre espontaneamente no sentido da formação dos reagentes.

118 CT1
2011/2012

Exemplificar:



Exemplo:

Uma mistura de hidrogênio (H₂), iodo (I₂), e iodeto de hidrogênio (HI), cada um com concentração de 0,0020 mol L⁻¹, foi introduzida em um recipiente aquecido a 490 °C. A esta temperatura o valor de constante de equilíbrio (K_c) é igual a 46 para a seguinte reação:



$$Q = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] + [\text{I}_2]}$$

$$Q = \frac{(0,0020)^2}{(0,0020) + (0,0020)} = 1$$

118 CT1
2011/2012

R:



Exemplo:

Como $Q < K$ ($K = 46$), sabemos que o numerador é muito pequeno para que a composição do sistema corresponda a um estado de equilíbrio. Portanto, a reação tem tendência a evoluir no sentido direto.

118 CT1
2011/2012

10. Perguntar aos alunos se já viram aqueles galos que mudam de cor consoante o tempo?

Será que isso tem alguma coisa a ver com o equilíbrio químico? R: sim

Então em que se baseia o seu funcionamento? R: No princípio de Le Chatelier.

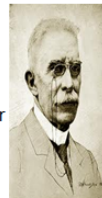
Agora perguntam-me vocês mas o que é isso do princípio de Le Chatelier? E quem é esse senhor.

Mostrar slide:



Princípio de Le chatelier

O químico francês **Henri de Le Chatelier**, em resultado de observações experimentais, propôs **uma regra simples** que permite fazer **previsões** qualitativas sobre o efeito das **alterações** provocadas num sistema em equilíbrio.



Essa regra, chamada Princípio de Le Chatelier ou Lei de Le Chatelier, pode enunciar-se do seguinte modo:

118 CT1
2011/2012



Princípio de Le chatelier

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

118 CT1
2011/2012

A aplicação do princípio de Le Chatelier é muito importante na indústria, já que permite prever os factores que têm de se modificar para aumentar o rendimento de uma reação de equilíbrio.

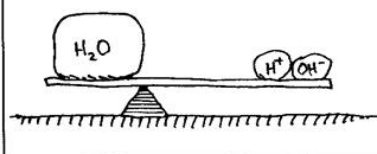
11. Vamos agora olhar para esta banda desenhada para ser mais fácil compreender em que se baseia a lei de Le Chatelier.

Mostrar slides:



Princípio de Le Chatelier

PODEMOS IMAGINAR O EQUILÍBRIO COMO UM BALOIÇO COM REAGENTES DE UM LADO E PRODUTOS DO OUTRO.



118 CT1
2011/2012

Então agora vamos perturbar o equilíbrio, adicionando H⁺, vejam o

que acontece. Então pelo princípio de Le Chatelier o sistema tem tendência, a contrariar o efeito dessa perturbação. Neste caso para se atingir de novo o equilíbrio, a reação terá de evoluir no sentido de gastar H^+ , ou seja no sentido inverso.



Princípio de Le Chatelier



118 CT1
2011/2012

Pedir a um aluno para interpretar a informação que está no slide seguinte:



Princípio de Le Chatelier



118 CT1
2011/2012

12. Então quais serão os fatores que influenciam o equilíbrio químico?

Mostrar slide:



Fatores que podem alterar o estado de equilíbrio

- Efeito da variação da concentração;
- Efeito da variação da temperatura;
- Efeito da variação de pressão em sistemas com componentes gasosos;

118 CT1
2011/2012

Iremos agora falar de cada um detalhadamente. Tenham sempre

em mente o enunciado da lei de Le Chatelier:

Se a um sistema em equilíbrio se introduz uma perturbação, o sistema vai reagir evoluindo no sentido de contrariar essa perturbação!

13. Efeito da variação da concentração.

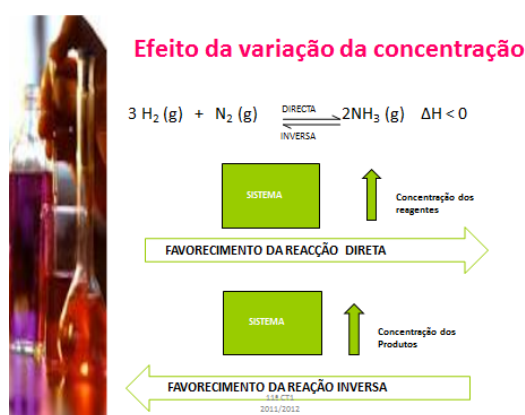
Se a um sistema em equilíbrio se adiciona ou se remove algum componente (reagente ou produto), o equilíbrio é perturbado.

A Lei de Le Chatelier permite-nos prever o que acontece.

Assim:

- Se a um sistema em equilíbrio se adiciona um reagente ou produto, o sistema evolui no sentido de consumir parcialmente a substância adicionada;
- Se a um sistema em equilíbrio se remove um reagente ou produto, o sistema evolui no sentido de repor parcialmente essa substância.

Mostrar slide:



- Então se se aumentar a concentração de um dos reagentes, o sistema evolui no sentido direto aumentando a concentração dos produtos.
- Se se aumentar a concentração dos produtos da reação, o sistema evolui no sentido inverso aumentando a concentração dos reagentes.
- O mesmo se verifica se se remover um dos reagentes ou produtos.

Vamos agora interpretar um gráfico $C = f(t)$

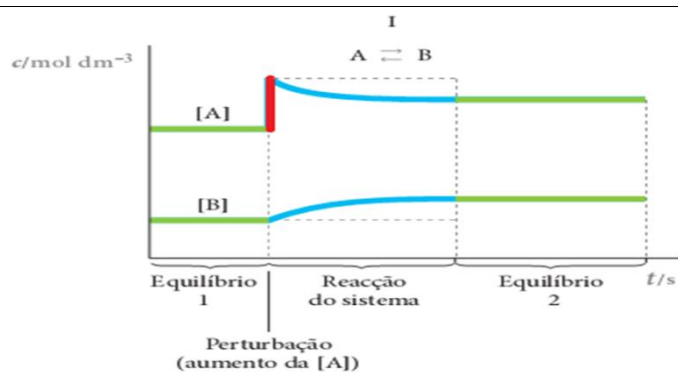


Gráfico I: Neste caso aumentou-se a concentração do reagente A, então o sistema irá contrariar essa perturbação aumentando a concentração dos produtos (B), até se atingir de novo o equilíbrio. Portanto a reação evoluirá no sentido direto.

Note-se que as concentrações no novo equilíbrio são superiores.

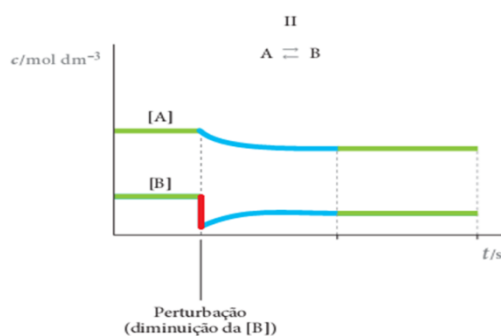


Gráfico II: Aqui a perturbação efetuada foi a diminuição da concentração do produto B, o sistema evoluirá no sentido de repor parcialmente B, ou seja evoluirá no sentido da formação de mais produtos, reação direta, diminuindo a concentração do reagente A.

Note-se que as concentrações no novo equilíbrio passam a ser menores do que no equilíbrio 1.

14. Efeito da variação da temperatura.

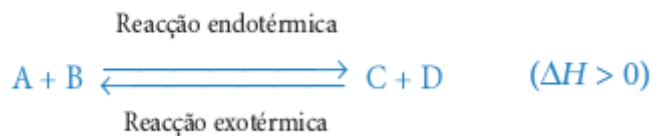
Relembrar que:

- Quando $\Delta H < 0$ a reação é exotérmica
- Quando $\Delta H > 0$ a reação é endotérmica

Num sistema em equilíbrio, a uma reação direta endotérmica corresponde uma reação inversa exotérmica e a uma reação direta exotérmica corresponde uma reação inversa endotérmica.

Quando se escreve uma equação de equilíbrio, ΔH diz respeito à reação direta.

Escrever no quadro:

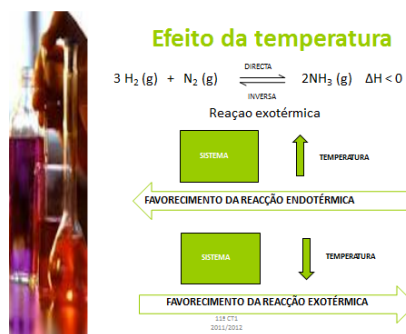


Assim:

- Quando se **umenta a temperatura** de um sistema em equilíbrio «aumentando» a energia -, o sistema vai reagir no sentido de «consumir» essa energia, ou seja, vai evoluir no sentido da **reação endotérmica**;
- Quando se **diminui a temperatura**, «diminuindo» a energia do sistema, esta vai reagir no sentido de «aumentar» essa energia, ou seja, vai evoluir no sentido **da reação exotérmica**.

Portanto o aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, e a diminuição de temperatura favorece a reação exotérmica.

Mostrar slide:



Agora já podemos falar porque é que a temperatura pode alterar a constante de equilíbrio.

Vejamos, se pegarmos de novo na reação do amoníaco.



- Concluimos logo imediatamente que a reação é exotérmica no sentido direto. E a sua Kc pode ser calculada através da expressão:

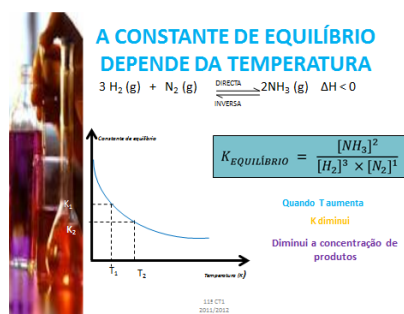
$$K_{\text{EQUILÍBRIO}} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]^1}$$

- Se aumentarmos a temperatura do sistema, conseqüentemente

aumentamos a sua energia e o sistema irá evoluir no sentido de consumir essa energia, ou seja no sentido da reação endotérmica, que neste caso é no sentido da reação inversa.

- Se o sistema progride no sentido inverso, vai aumentar a concentração dos reagentes diminuindo a dos produtos, e conseqüentemente diminuindo o K_c .

Mostrar slide:



Então podemos dizer:

A constante de equilíbrio e a temperatura

- Numa reação **endotérmica**, a constante de equilíbrio **aumenta** com o **aumento da temperatura**;
- Numa reação **exotérmica**, a constante de equilíbrio **diminui** com o **aumento da temperatura**;
- Numa reação **atérmica**, a constante de equilíbrio **não é afectada** pela variação de temperatura.

118 CT1
2011/2012

15. Então já falamos do efeito da temperatura, do efeito da variação das concentrações, falta-nos falar do efeito da variação da pressão em sistemas com compostos gasosos.

Para se compreender melhor o efeito da variação de pressão no equilíbrio.

- Recordemos que a pressão de um gás resulta dos choques das partículas desse gás contra as paredes do recipiente que o contém.

Para a mesma temperatura, a pressão de um gás depende do número de partículas e do volume que ocupa.

- **Se aumentarmos a pressão, o que se observa é que o número de colisões aumenta.**
- **Se diminuirmos a pressão, observa-se que o número de colisões diminui.**

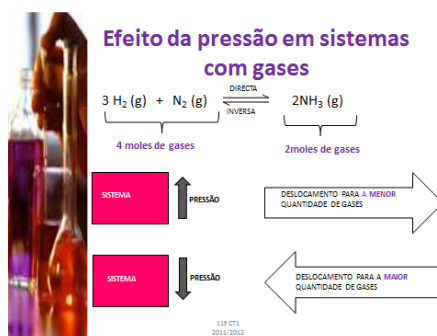
Então pelo princípio de Le Chatelier:

- Aumentando a pressão sobre o sistema em equilíbrio, este tende a evoluir no sentido da formação do menor número de

moléculas gasosas e vice-versa.

Tomemos como exemplo de novo a reação do amoníaco.

Mostrar slide:

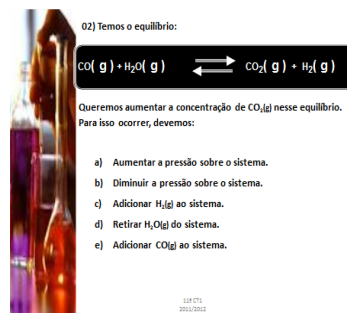
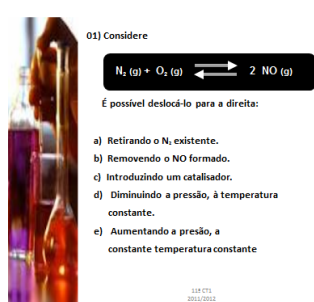


16. Questionar a turma: **Já ouviram falar de catalisadores? Será que a adição de catalisadores influencia o equilíbrio? Não!**

Mostrar slide:



17. Fazer alguns exercícios sobre o princípio de Le Chatelier:





03) O equilíbrio gasoso representado pela equação :



É deslocado no sentido de formação de NO(g), se :

- a) a pressão for diminuída.
- b) N₂ for retirado.
- c) a temperatura for aumentada.
- d) for adicionado um catalisador sólido ao sistema.
- e) o volume do recipiente for diminuído.

119 CT1
2011/2012

18. Se houver tempo ver uma simulação interativa do princípio de Le Chatelier.

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf

19. Dar por terminada a aula.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.
Participação na aula.



Escola Secundária Severim de Faria – Évora
Física e química A 11º Ano
2011/2012

PLANO DE AULA Nº3
90+45 MIN

Disciplina/Área Curricular: Física e Química A

Professora: Maria Luísa Teles Duarte

Ano: 11º Turma: CT1

Unidade Didática

Unidade 2. Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra

Sumário

- Volumetria Acido-base
 - Atividade laboratorial
-
- Interpretar uma reação entre um ácido forte e uma base forte
 - Associar o ponto de equivalência à situação em que a reação química entre as duas soluções é completa e o ponto final de uma volumetria à situação em que se detecta experimentalmente uma variação brusca de uma propriedade física ou química da mistura reacional
 - Reconhecer a dificuldade da determinação operacional do ponto de equivalência de uma volumetria o que justifica o recurso à deteção do ponto final da volumetria
 - Referir alguns processos de deteção do ponto final: o aparecimento ou o desaparecimento de uma turvação, a mudança de coloração na solução ou a mudança de cor de uma substância intencionalmente adicionada designada por indicador
 - Relacionar o ponto de equivalência de uma neutralização com a seleção do indicador
 - Associar indicador de ácido-base a um par conjugado ácido-base, em que as formas ácidas e básicas são responsáveis por cores diferentes
 - Reconhecer que cada indicador tem como característica uma zona de viragem que corresponde ao intervalo de pH em que se verifica a mudança de cor ácida para cor alcalina ou a situação inversa
 - Conhecer critérios de seleção de um indicador e aplicá-los em casos concretos para uma volumetria
 - Indicar alguns dos indicadores mais vulgarmente utilizados: a fenolftaleína, o azul de bromotimol e o alaranjado de metilo.

Desenvolvimento da Aula

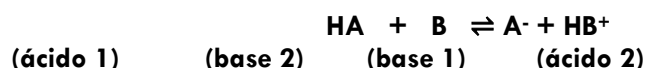
(estratégias e recursos utilizados nos diferentes momentos da aula)

1. Iniciar a aula dizendo: Bem até agora estiveram a estudar o que são ácidos e bases. Então hoje vamos falar sobre as reações ácido-base. Que tal como o

nome indica é um reação entre um ácido e uma base.

2. O que acontecerá se adicionarem uma base a um ácido? Será que a solução resultante vai ser neutra $\text{pH} = 7$? **R: nem sempre! Depende**

Uma reação ácido-base é uma reação em que há transferência de prótons de um ácido HA (um dador de prótons) para uma base B (um aceitador de prótons), com formação das espécies conjugadas (forma-se uma base A^- conjugada do ácido HA e o ácido conjugado HB^+ conjugado da base B).



3. Imaginemos as seguintes situações:

- Ⓢ No laboratório de química, estava um frasco de uma solução desconhecida, o que poderias fazer para saber se o que estava dentro desse frasco era um ácido ou uma base forte?
- Ⓢ Estavas a fazer uma atividade laboratorial, na qual um dos reagentes era um ácido. Vais procurar os reagentes, e encontras um frasco com o ácido que procuravas, mas havia um problema, não sabias qual a concentração do ácido.
- Ⓢ O que farias para neutralizar os resíduos de ácidos e bases no laboratório de química.

Muito bem, existe uma forma de solucionarmos estes problemas todos! E é por isso que hoje vamos falar sobre titulações ácido-base.

Mostrar slide:



4. **Mas o que é uma titulação? O que significa titular uma espécie?**

- Ⓢ Titular uma espécie em solução significa determinar a concentração dessa espécie na solução. Para isso, faz-se reagir uma dada quantidade dessa solução com outra solução que contem uma espécie de concentração conhecida.

Mostrar slide:

O que é uma titulação ácido-base?

É uma técnica analítica que nos permite determinar a concentração de uma solução, através da reação completa com outra solução de concentração rigorosamente conhecida.



O que é uma titulação ácido-base?

A titulação realiza-se pela adição de uma solução contida numa bureta → **titulante**, a uma solução contida num balão erlenmeyer → **o titulado**, até que se atinja o **ponto de equivalência**.



- Ⓢ Titulante é a solução de concentração conhecida que normalmente se coloca na bureta.
- Ⓢ Titulado- solução cuja concentração se pretende determinar, que normalmente se coloca num Erlenmeyer.

Mostrar slide:

O que é uma titulação ácido-base?

Ⓢ **Titulante**- Solução de concentração conhecida, que se coloca na bureta.

Ⓢ **Titulado**- Solução cuja concentração se pretende determinar, que normalmente se coloca num Erlenmeyer



A estas reações também se dá o nome de volumetrias ácido-base ou neutralização.

Pois ocorre a reação entre um ácido e uma base.

ATENÇÃO: O termo neutralização não significa que a solução resultante seja neutra.

Vamos estudar três tipos de reações ácido base:

- Ⓢ Base forte- ácido forte
- Ⓢ Base fraca- ácido forte
- Ⓢ Base forte-ácido fraco

As reações base fraca/ ácido fraco não vão ser aqui consideradas pois a reação não é considerada completa.

5. Á pouco eu disse, que uma titulação realiza-se pela adição do titulante ao titulado até se atingir o Ponto de Equivalência.

Vamos então saber o que é o ponto de equivalência.

Mostrar slide:

O que é o ponto de equivalência?

O ponto de equivalência é a altura da titulação em que o titulado reagiu completamente com o titulante.

No caso particular da reação entre um monoácido e uma monobase

$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$

$Ca.Va = Cb.Vb$

- Ⓢ A partir do cálculo do número de moles do ácido ou da base, podemos saber o PH da solução em qualquer altura da titulação.

No caso de a estequiometria ser diferente de **1: 1**, então:

Calcula-se da seguinte forma:



Quando o ácido é monoprótico e a base é diprótica, no ponto de equivalência:





Quando o ácido é diprótico e a base é monoprótica, no ponto de equivalência:

$$2 \text{Ca.Va} = \text{Cb.Vb}$$

Então mas como podemos detectar o ponto de equivalência:

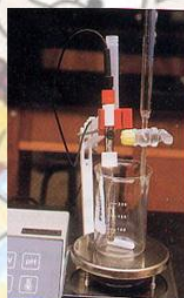
Existem dois métodos:

- ② Método colorimétrico
- ② Método Potenciométrico

Mostrar slide:

Método Potenciométrico

Durante a titulação introduz-se um eléctrodo de pH no titulado, o que permite medir o pH ao longo da titulação e traçar a curva de titulação.



Método colorimétrico.

Adiciona-se ao titulado um indicador ácido-base que muda de cor quando se atinge o ponto de equivalência.

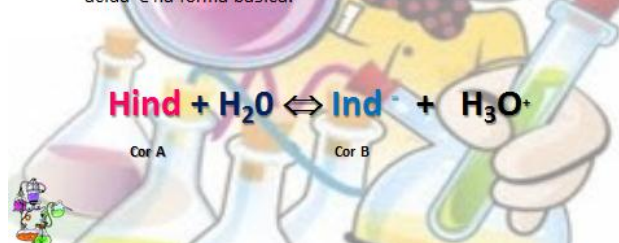


6. Vamos então falar um pouco mais sobre o método colorimétrico.

Um indicador é um ácido ou base fraca que têm a particularidade de apresentar cores diferentes na forma ácida e na forma básica.

Um indicador ácido-base é...

... uma substância (ácido ou base fraco) que têm a particularidade de apresentar cores diferentes na forma ácida e na forma básica:



- Adicionando uma solução ácida, a concentração dos iões H_3O^+ aumenta e o equilíbrio desloca-se no sentido **inverso**, aparecendo a cor A.
- Adicionando o indicador a uma solução básica, a concentração dos iões H_3O^+ diminui e o equilíbrio desloca-se no sentido **direto**, aparecendo a cor B.

Existem vários indicadores ácido base são exemplo os seguinte:



INDICADORES
(Fenolftaleína)

As soluções alcalinas mudam para **carmin** a solução incolor de fenolftaleína .

INDICADORES
(Tintura azul de tornesol)

As soluções ácidas mudam para **vermelho** a cor azul do tornesol .

Para cada indicador ácido-base está definido um intervalo de valores de pH, designado por zona de viragem, em que o indicador apresenta uma cor correspondente à mistura da forma ácida e básica, ou seja em que se verifica a mudança de “cor ácida” para “cor Básica” ou a situação inversa.

Por este motivo é necessário que a escolha do indicador obedeça a determinados critérios, para que o ponto de equivalência da titulação seja visível.

Mostrar slide:

CRITÉRIOS PARA A ESCOLHA DE INDICADORES ÁCIDO-BASE

A zona de viragem do indicador deve:

- ✓ Estar contida na variação brusca de PH.
- ✓ Conter o PH no ponto de equivalência.
- ✓ Deve ser bastante estreita.

CRITÉRIOS PARA A ESCOLHA DE INDICADORES ÁCIDO-BASE

Indicador	pK _a	Zona de viragem	Cor da forma ácida	Cor da forma alcalina
Azul de bromofenol	3,9	2,8-4,6	Amarela	Azul
Alaranjado de metilo	3,7	3,1-4,5	Vermelho	Amarelo
Verde de bromocresol	4,7	3,8-5,4	Amarela	Azul
Vermelho de metilo	5,1	4,4-6,2	Vermelho	Amarelo
Tornesol	6,4	5,0-8,0	Vermelho	Azul
Azul de bromotimol	6,9	6,0-7,6	Amarelo	Azul
Fenolftaleína	9,1	8,3-10,0	Incolor	Rosa
Amarelo de alizarina	11,0	10,0-12,1	Amarelo	Vermelho

7. Devido à dificuldade de determinar com exatidão o ponto de equivalência, normalmente utiliza-se o termo ponto final da titulação, ou seja a altura em que há uma mudança brusca de uma propriedade física, por exemplo a cor.

Se o indicador for bem escolhido, o ponto final da titulação estará muito próximo do ponto de equivalência.

Atenção:



Como referi no início da aula, apenas vamos estudar três tipos de titulações ácido-base. Nas quais o PH no ponto de equivalência é:

Mostrar slide:

Tipos titulações ácido-base:

PH_{eq} a 25° C

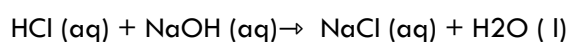
- ✓ Ácido forte- Base forte PH_{eq} = 7
- ✓ Ácido forte- Base fraca PH_{eq} < 7
- ✓ Ácido fraco- Base Forte PH_{eq} > 7

Ácido Forte- Base Forte

Consideremos, por exemplo, a titulação de 50,00 cm³ de uma solução de HCl de concentração 0,10 mol dm⁻³ com uma solução de NaOH de concentração 0,10 mol dm⁻³ e a respectiva curva de titulação.

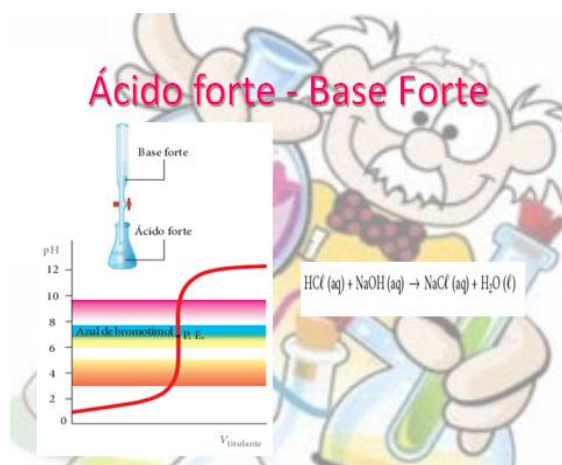
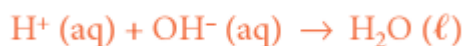
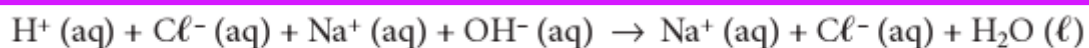
No início, o pH da solução de HC 0,10 mol dm⁻³ é 1,0. À medida que se adiciona a solução de hidróxido de sódio, o pH vai aumentando: lentamente, ao princípio, até que próximo do ponto de equivalência há um salto muito brusco do pH (de 3 para 10).

Nesta parte abrupta da curva, a zona de inflexão corresponde ao ponto de equivalência: 7 (a 25 °C).



Porque PH=7?

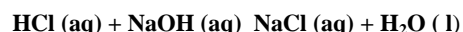
O HCl dissolvido em água ioniza-se completamente dando origem a iões H₃O⁺ e Cl⁻, de forma análoga o NaOH também se dissocia completamente em água dando origem a iões OH⁻, e Na⁺. Quando se junta o HCl ao NaOH, formando-se H₂O.



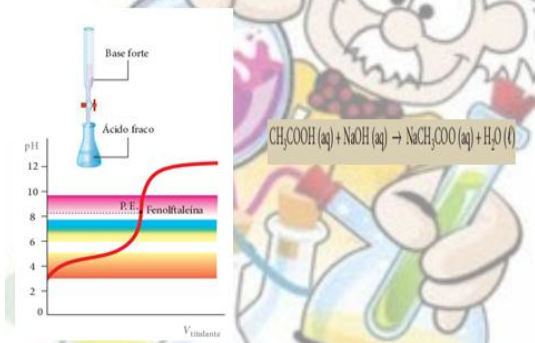
No início, o pH da solução de HCl 0,10 mol dm⁻³ é 1,0. $\text{pH} = -\text{Log} (0,10)$

À medida que se adiciona a solução de hidróxido de sódio, o pH vai aumentando: lentamente, ao princípio, até que próximo do ponto de equivalência há um salto muito brusco do pH (de 3 para 10).

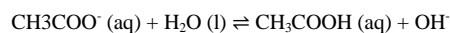
Nesta parte abrupta da curva, a zona de inflexão corresponde ao ponto de equivalência: pH=7 (a 25 °C).



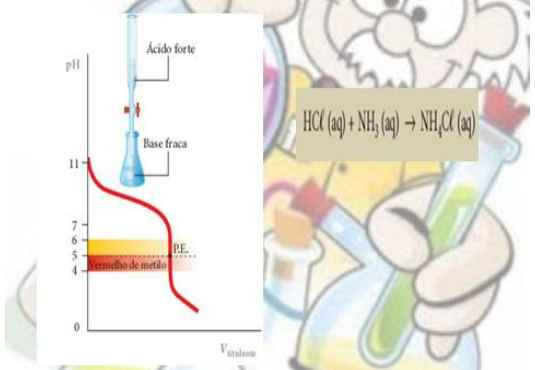
Base forte-Ácido fraco



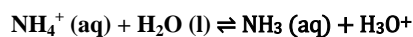
Se as quantidades químicas de hidróxido de sódio e de ácido acético que reagem forem iguais, só fica em solução CH_3COO^- (aq) e Na^+ (aq), para além de H_2O (l). o cátion sódio não tem qualquer tendência para libertar ou captar prótons, pelo que é uma partícula neutra. O anião acetato é a base conjugada de um ácido fraco, pelo que pode reagir com a água, com a formação do ião hidróxido.



Base fraca-Ácido forte



Se as quantidades químicas de amoníaco e de ácido clorídrico que reagem forem iguais, ficam em solução Cl^- e NH_4^+ . O anião cloreto é a base conjugada de um ácido forte HCl e, portanto não tem qualquer tendência para captar prótons. O cátion amónio é o ácido conjugado da base fraca NH_3 , pelo que pode reagir com a água libertando prótons.



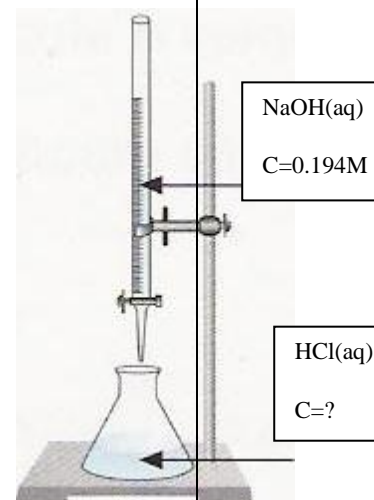
Portanto no final a concentração de H_3O^+ é superior á concentração do OH^- . Pelo que a solução será ácida. $\text{pH} < 7$

8. Realizar o seguinte exercício no quadro, explicando cada passo aos alunos.

Exercício:

Para um matraz pipetaram-se $20,00 \text{ cm}^3$ de uma solução de HCl de concentração desconhecida. Encheu-se uma bureta com uma Solução de NaOH com uma concentração igual a $0,194 \text{ M}$. Foram necessários $23,47 \text{ cm}^3$ de solução de NaOH para titular o HCl existente na solução do matraz ($T = 25^\circ \text{ C}$)

- Calcule a concentração da solução de HCl
- Determine o pH inicial da solução de HCl.
- Indique o valor de pH da solução do matraz no final da Titulação.



RESOLUÇÃO:

a) **Atendendo à estequiometria da reação no ponto de equivalência:**

$$n \text{ base} = n \text{ ácido}$$

$$C_B V_B = C_A V_A$$

$$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$$

$$C_A = \frac{0.194 \times (23,47 \times 10^3)}{20.00 \times 10^3} = 0.228 \text{ M}$$

R: [HCl]=0.228M

b) **pH=-log [H₃O⁺]**

$$\text{pH} = -\log [0.228] = 0.64$$

C) pH=7 ácido forte/Base Forte

9. Mostrar um vídeo sobre volumetrias ácido- base.

10. Fazer a atividade experimental (Neutralização ácido-Base) explicando todos os passos aos alunos

11. Por fim calcular a concentração do ácido, que é proposto no protocolo experimental.

Avaliação Formal/Informal das Aprendizagens

Grelhas de observação direta.
Participação na aula.