



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO BÁSICA

PROGRAMA DA DISCIPLINA DE
QUÍMICA



2º CICLO DO ENSINO SECUNDÁRIO

9º ANO

FICHA TÉCNICA

TÍTULO

Programa da disciplina de Química
2º Ciclo
9º Ano

AUTORA

Alice Marinho

COLABORADORES

Eduardo Fortes
Regina Pereira

COORDENAÇÃO

Direcção Geral do Ensino Básico e Secundário

EDITOR

Cooperação entre Ministério da Educação Ciência e Cultura
C.P. 111 - Praia
República de Cabo Verde
e a Fundação Calouste Gulbenkian

IMPRESSÃO E ACABAMENTO

Tipografia Santos, Lda
Praia
República de Cabo Verde

Química

9º Ano

(Disciplina comum / 3 horas)

Introdução

O programa de Química do 9º ano deverá prosseguir a construção das estruturas cognitivas que a área de Estudos Científicos terá proporcionado. Pretende-se que, pelo estudo da Química, o aluno reforce o seu interesse pela compreensão do mundo que o rodeia, o gosto pela observação e pela experimentação, adquirindo aptidões e conhecimentos que o formem como cidadão responsável e esclarecido num mundo cada vez mais tecnológico com o qual as disciplinas de carácter científico têm permanente comunicação.

A Química do 9º ano que, no quadro do plano de estudos do 2º ciclo, é uma disciplina anual, abrange temas e conceitos que, devidamente estruturados e consolidados poderão vir a constituir pré-requisitos do estudo sequente da Química ou, no caso de não prosseguimento de estudos, constituirá uma base de informação sobre importantes aspectos da Ciência e da Tecnologia.

O programa de Química tem então como **Finalidades**:

- Tornar o ensino da Química motivador e activo.
- Desenvolver no aluno a capacidade de compreender a tecnologia actual e a sua interferência com a área científica.
- Sensibilizar para a articulação entre a Química e outras disciplinas científicas.
- Promover o desenvolvimento de capacidades, saberes e competências.
- Preparar o jovem para estudos posteriores ou para actividades do mundo do trabalho.

- Desenvolver o sentido de autonomia e de responsabilidade.
- Consciencializar para a permanente evolução das Ciências e para a necessidade de o Homem procurar os benefícios dessa evolução.

Objectivos Gerais

TEMA A — ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

- Reconhecer a utilidade de um esquema organizativo, tal como a Tabela Periódica, perante a diversidade de materiais no Universo.
- Saber utilizar a Tabela Periódica na previsão de propriedades e comportamentos químicos.

TEMA B — UNIDADES ESTRUTURAIS DE MATÉRIA

- Compreender a constituição íntima da matéria
- Interpretar propriedades com base na massa e carga do núcleo e número de electrões dos átomos
- Inferir algumas propriedades da matéria em função das respectivas unidades estruturais

TEMA C — TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E O MUNDO QUE NOS RODEIA

- Reconhecer o interesse científico e tecnológico das transformações químicas
- Interpretar, como resultado de reacções químicas, fenómenos do domínio biológico, geológico e industrial.

QUÍMICA ——— 9º ANO
(Disciplina Comum / 3 Horas)

A — ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

- A TABELA PERIÓDICA
 - Regularidade e semelhança de propriedades em relação com a estrutura electrónica dos átomos

B — UNIDADES ESTRUTURAIS DA MATÉRIA

- ÁTOMOS, MOLÉCULAS E IÕES
 - Ligações entre os átomos
 - Geometria e massa das moléculas
 - Formação e ligação dos iões
 - Cristais iónicos
- A MOLE COMO UNIDADE DE QUANTIDADE DE SUBSTÂNCIA
- CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES
- FÓRMULAS E EQUAÇÕES QUÍMICAS
- CÁLCULOS BASEADOS EM EQUAÇÕES QUÍMICAS



C — TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E O MUNDO QUE NOS RODEIA

- AS TRANSFORMAÇÕES DE MATÉRIA E TRANSFERÊNCIA DE ENERGIA
 - Mudanças de estado
 - Trocas de energia nas reacções químicas
- EQUILÍBRIO QUÍMICO
 - Equilíbrio químico em sistemas homogéneos e em sistemas heterogéneos
- REACÇÕES DE ÁCIDO-BASE
- REACÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO

TEMA ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

SUB-TEMA A TABELA PERIÓDICA

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
CONSTITUIÇÃO DOS ÁTOMOS	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer as partículas constituintes dos átomos. • Saber que o número de prótons do núcleo identifica o átomo (número atómico). 	<ul style="list-style-type: none"> - Recordar conceitos já adquiridos. Descrever, de forma sumária, a evolução do conhecimento do átomo. - Relacionar o número de prótons e de electrões num átomo neutro. 	<p>Átomo Electrão Protão Neutrão</p> <p>Número atómico</p>
MODELO DA NUVEM ELECTRÓNICA	<ul style="list-style-type: none"> • Comparar o tamanho dos átomos no modelo da nuvem electrónica. 	<ul style="list-style-type: none"> - Indicar o átomo de hidrogénio como o átomo mais simples e mais leve. - Relacionar a massa do átomo com a massa do núcleo 	<p>Raio atómico</p>
RAIO ATÓMICO	<ul style="list-style-type: none"> • Ter a noção de raio atómico • Reconhecer que os diferentes átomos têm tamanhos e massas diferentes. • Relacionar a diferença de massas atómicas com o número de prótons e de neutrões (número de massa) 	<ul style="list-style-type: none"> - Recordar o conceito de massa atómica. Interpretar tabelas de massas atómicas relativas - Referir isótopos de alguns elementos (hidrogénio, carbono, oxigénio) 	<p>Massa atómica</p> <p>Número de massa Isótopos</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS TABELA PERIÓDICA	<ul style="list-style-type: none"> Reconhecer que, na Tabela Periódica, os elementos estão dispostos por ordem crescente do número atómico. 	<ul style="list-style-type: none"> Referir a importância da sistematização no desenvolvimento da Química e a importância da Tabela Periódica como instrumento de consulta para previsão de propriedades e de comportamento químico.. 	Tabela Periódica
GRUPOS	<ul style="list-style-type: none"> Identificar, na Tabela Periódica, elementos com comportamento semelhante. 	<ul style="list-style-type: none"> Realizar actividades experimentais que evidenciem semelhança de propriedades. Distinguir metais e não metais através de propriedades físicas e do comportamento químico: <ul style="list-style-type: none"> combustões no seio do oxigénio reações com a água 	Metais Não metais
PERÍODOS	<ul style="list-style-type: none"> Relacionar o comportamento dos átomos com a configuração electrónica (modelo da nuvem electrónica). Conhecer a constituição dos átomos de número atómico inferior a 20. 	<ul style="list-style-type: none"> Considerar as distribuições electrónicas com base na ocupação dos níveis energéticos. 	Configuração electrónica Electões de valência Grupo Período
PERIODICIDADE DAS PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS	<ul style="list-style-type: none"> Justificar o carácter periódico (periodicidade 8) do comportamento dos elementos. Identificar os metais (alcalinos e alcalino-terrosos), os halogéneos e os gases raros Inferir a variação do raio atómico ao longo do grupo e ao longo do período. 	<ul style="list-style-type: none"> Representar a estrutura electrónica de elementos de número atómico inferior a 20. 	Níveis energéticos
VARIAÇÃO DO RAIOS IÓNICO	<ul style="list-style-type: none"> Relacionar a variação do raio iónico com a variação do raio atómico. Interpretar tabelas de valores de raios atómicos e de iónicos. 	<ul style="list-style-type: none"> Recordar o comportamento dos elementos representativos em termos da formação dos respectivos iões, relacionado com a estrutura electrónica dos gases nobres. 	Gases nobres Iões isoelectrónicos

TEMA UNIDADES ESTRUTURAIS DA MATÉRIA

SUB-TEMA ÁTOMOS E MOLÉCULAS

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
LIGAÇÕES ENTRE OS ÁTOMOS	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer o fundamento da ligação covalente entre átomos iguais. • Conhecer a regra do octeto. 	<ul style="list-style-type: none"> - Recordar que as unidades estruturais dos gases são as moléculas e exemplificar (H_2, O_2, N_2). - Construir modelos. - Representar estruturas electrónicas de vários átomos e moléculas, distinguindo os pares ligantes e não-ligantes. 	Moléculas Ligações
LIGAÇÕES COVALENTES	<ul style="list-style-type: none"> • Representar ligações covalentes (estruturas Lewis) 	<ul style="list-style-type: none"> - Levantar a inferir a existência de ligações covalentes em HF e HCl. - Comparar com as ligações em H_2 e Cl_2. 	Polaridade da ligação Ligações polares Ligações apolares
POLARIDADE DAS LIGAÇÕES	<ul style="list-style-type: none"> • Justificar a diferença entre ligações covalentes polares e apolares. 	<ul style="list-style-type: none"> - Introduzir os conceitos de afinidade electrónica e de electronegatividade 	Afinidade electrónica Electronegatividade
LIGAÇÃO IÓNICA	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a ligação iónica como caso limite da ligação covalente polar. 	<ul style="list-style-type: none"> - Referir a ligação iónica em agregados sólidos. 	Ligação iónica
COMPOSTOS IÓNICOS	<ul style="list-style-type: none"> • Representar compostos iónicos (notação Lewis) 	<ul style="list-style-type: none"> - Consultar e interpretar tabelas de iões monoatómicos e poliatómicos. 	Iões monoatómicos Iões poliatómicos
CRISTAIS IÓNICOS	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar o processo de formação dos cristais iónicos. 	<ul style="list-style-type: none"> - Construir / interpretar estruturas e modelos (sempre com a análise crítica desses modelos). 	Cristais iónicos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
CARACTERÍSTICAS DAS LIGAÇÕES	<ul style="list-style-type: none"> • Comparar características das ligações químicas em termos de comprimento e ângulo da ligação. 	<ul style="list-style-type: none"> - Analisar tabelas de valores. - Resolver exercícios simples de aplicação 	Ligação química Comprimento de ligação Ângulo de ligação
ESTRUTURA E GEOMETRIA MOLECULAR	<ul style="list-style-type: none"> • Inferir a geometria de moléculas em que se verifica a regra do octeto. • Prever propriedades de algumas substâncias em função da sua estrutura molecular. • Comparar tamanhos e massas de moléculas. 	<ul style="list-style-type: none"> - Construir modelos - Representação em esquemas / transparências - Analisar casos simples: H_2O; CO_2; NH_3; CH_4; C_2H_6. 	Estrutura molecular Geometria molecular
MASSA MOLECULAR	<ul style="list-style-type: none"> • Definir massa molecular. 	<ul style="list-style-type: none"> - Recordar conceitos adquiridos e resolver problemas de aplicação. 	Massa molecular



TEMA UNIDADES ESTRUTURAIS DA MATÉRIA

SUB-TEMA CONSTITUIÇÃO DOS SÓLIDOS E DOS LÍQUIDOS

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
ESTRUTURA DOS SÓLIDOS E DOS LÍQUIDOS	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que há sólidos e líquidos constituídos por moléculas, por átomos ou por iões. • Interpretar a condutibilidade de sais fundidos ou em solução aquosa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Realização de experiências simples. Evidenciar propriedades que permitam inferir a natureza das unidades estruturais. - Verificar a condutibilidade de um sal fundido. - Consolidar o conceito da ligação iónica 	Condutibilidade
LIGAÇÕES DE HIDROGÉNIO	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar a existência das ligações de hidrogénio na água. 	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar propriedades (a água como solvente: ponto de ebulição) com as ligações de hidrogénio. 	Ligações de hidrogénio
LIGAÇÃO METÁLICA	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer a agregação de átomos em metais — ligação metálica. 	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar as propriedades dos metais com a respectiva estrutura. 	Ligação metálica

TEMA UNIDADES ESTRUTURAIS DA MATÉRIA _____

SUB-TEMA MOLÉCULAS E IÕES _____

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
LIGAÇÕES COVALENTES SIMPLES DUPLAS TRIPLAS	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a existência de ligações quimicamente diferentes entre os mesmos átomos: ligações simples, duplas e triplas. • Caracterizar genericamente os hidrocarbonetos: <ul style="list-style-type: none"> - alcanos - alcenos - alcinos • Conhecer a importância dos compostos de carbono. • Conhecer alguns polímeros. 	<ul style="list-style-type: none"> - Verificar experimentalmente a presença de carbono e de hidrogénio num hidrocarboneto. - Verificação dos diferentes graus de insaturação do etileno e do acetileno através das reacções de hidrogenação.. - Construir modelos e representar simbolicamente as ligações em moléculas simples. - Apresentar exemplos que evidenciem a importância da Química dos compostos de carbono (plásticos, fármacos, alimentos, detergentes). - Relacionar com compostos referidos em Biologia (polímeros / biomoléculas) - Referir a importância das enzimas nos seres vivos. 	Ordem de ligação: simples dupla tripla Hidrocarbonetos Química dos Compostos de Carbono Forças intermoleculares Polímeros Compostos orgânicos
A IMPORTÂNCIA DOS COMPOSTOS DE CARBONO LIGAÇÕES INTERMOLECULARES	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar a agregação molecular • Reconhecer a importância das enzimas nos seres vivos. 		

TEMA UNIDADES ESTRUTURAIS DA MATÉRIA SUB-TEMA A MOLE / MASSA MOLAR

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
A MOLE — UNIDADE DE SUBSTÂNCIA	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a importância de conhecer o número de unidades estruturais numa porção de substância. • Identificar mole como unidade de substância (em termos de átomos ou de moléculas) 	<ul style="list-style-type: none"> - Fazer a distinção de quantidade, em termos de massa ou volume, ou em termos do número de unidades estruturais. - Utilizar exemplos. - Resolver exercícios numéricos. 	<p>Massa Volume Mole</p>
MASSA MOLAR	<ul style="list-style-type: none"> • Calcular massas molares 	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar o número de átomos existentes em 19 de hidrogénio com o número (constante) de Avogadro. 	<p>Massa Molar Número de Avogadro</p>
VOLUME MOLAR	<ul style="list-style-type: none"> • Calcular o número de moles em porções de substâncias. • Calcular o número de moles em volumes de substâncias. 	<ul style="list-style-type: none"> - Comparar porções de substâncias em termos de átomos ou moléculas. - Recordar o volume molar dos gases (PTN) — 22,4 dm³. - Resolver exercícios de aplicação 	<p>Volume molar</p>

Programa de _____ QUÍMICA _____

9º Ano

TEMA UNIDADES ESTRUTURAIS DA MATÉRIA

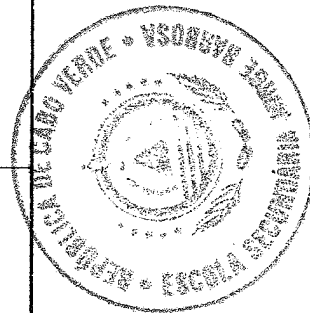
SUB-TEMA FÓRMULAS E EQUAÇÕES QUÍMICAS

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
SÍMBOLOS	<ul style="list-style-type: none">• Relacionar o símbolo com a mole de átomos de um elemento	<ul style="list-style-type: none">- Recordar os conceitos massa atômica e massa molar.	Símbolo Mole
FÓRMULAS QUÍMICAS — SIGNIFICADOS QUALITATIVO E QUANTITATIVO	<ul style="list-style-type: none">• Conhecer e interpretar fórmulas químicas de algumas substâncias• Distinguir fórmulas empíricas de fórmulas moleculares• Conhecer nomenclaturas correspondentes a algumas fórmulas químicas.	<ul style="list-style-type: none">- Utilizar a nomenclatura da IUPAC, relacionando-a com a nomenclatura funcional quando conveniente.- Recorrer a exemplos e relacionar com o tipo de ligações químicas (substâncias moleculares, alguns compostos orgânicos e alguns iónicos).- Resolver problemas de aplicação.	Fórmula química Fórmula empírica Fórmula molecular Composto orgânico Composto iónico

TEMA UNIDADES ESTRUTURAIS DA MATÉRIA

SUB-TEMA CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
MISTURAS HETEROGÉNEAS E HOMOGÉNEAS (SOLUÇÕES)	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir os conceitos de: <ul style="list-style-type: none"> — solução — soluto — solvente — concentração de uma solução • Caracterizar soluções homogéneas e soluções heterogéneas. 	<ul style="list-style-type: none"> - Estudo experimental - Realizar actividades experimentais e apresentar exemplos 	<p>Solução Soluto Solvente</p> <p>Misturas homogéneas Misturas heterogéneas</p>
CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES	<ul style="list-style-type: none"> • Definir concentração de uma solução • Conhecer unidades de concentração de soluções: <ul style="list-style-type: none"> — massa / volume — percentagem mássica — molaridade 	<ul style="list-style-type: none"> - Resolver problemas simples sobre concentração e diluição de soluções 	<p>Concentração de solução</p> <p>Molaridade</p>



TEMA UNIDADES ESTRUTURAS DA MATÉRIA

SUB-TEMA EQUAÇÕES QUÍMICAS / CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
FUNDAMENTOS DAS REACÇÕES QUÍMICAS	<ul style="list-style-type: none"> Relacionar as reacções químicas com alterações estruturais das substâncias Interpretar a Lei da conservação da massa em função da invariância do número de átomos. 	<ul style="list-style-type: none"> Realizar actividades experimentais, para interpretar a quebra de ligações intra e intermoleculares. Recordar a Lei de Lavoisier. Realizar experiências simples 	<p>Reacção química Ligação química Forças intermoleculares e intramoleculares</p> <p>Lei da conservação da massa (Lavoisier)</p>
EQUAÇÕES QUÍMICAS	<ul style="list-style-type: none"> Escrever equações químicas correspondentes a algumas reacções químicas Interpretar equações químicas em termos de moles, de massa e de volume. 	<ul style="list-style-type: none"> Recorrer a exemplos de reacções conhecidas com indicação dos símbolos de estado. Aplicar os conceitos de massa atómica, massa molecular, massa molar e volume molar. 	<p>Equação química Símbolo de estado</p> <p>Massa atómica Massa molecular Mole</p>
CÁLCULOS BASEADOS EM EQUAÇÕES QUÍMICAS	<ul style="list-style-type: none"> Acertar equações químicas com base no número de átomos. Efectuar cálculos estequiométricos 	<ul style="list-style-type: none"> Apresentar a Lei de Proust Resolver problemas envolvendo os conceitos de massa, volume molar de gases (PTN) e quantidade de substância. 	<p>Massa molar Volume molar</p> <p>Lei de Lavoisier Lei de Proust Cálculos estequiométricos</p>

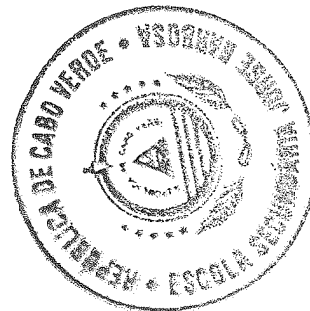
TEMA TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E O MUNDO QUE NOS RODEIA

SUB-TEMA TRANSFORMAÇÕES DE MATÉRIA/TRANSFERÊNCIA DE ENERGIA

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
MUDANÇAS DE ESTADO	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar as mudanças de estado. • Distinguir entre sistemas abertos, fechados e isolados, homogêneos e heterogêneos. 	<ul style="list-style-type: none"> - Actividades experimentais para promover mudanças de estado (equilíbrio de fases) - Apresentar exemplos, concretizando situações 	<p>Mudança de estado Fase Sistema</p> <p>Sistemas: - abertos/fechados - isolados - homogêneos / /heterogêneos</p>
EQUILÍBRIO DE FASES	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer e interpretar estados de equilíbrio entre fases. • Reconhecer o carácter dinâmico dos estados de equilíbrio. 	<ul style="list-style-type: none"> - Interpretar em termos do modelo cinético-molecular. 	Estado de equilíbrio
TRANSFERÊNCIA DE ENERGIA	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que as mudanças de estado envolvem trocas de energia. 	<ul style="list-style-type: none"> - Actividades experimentais 	Dinâmica do equilíbrio Transferência de energia

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
REAÇÕES QUÍMICAS	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir entre transformações físicas e transformações químicas. • Reconhecer o carácter reversível das reacções químicas 	<ul style="list-style-type: none"> - Apresentar exemplos - Actividades experimentais para observar o carácter reversível das reacções. 	<p>Transformações físicas</p> <p>Transformações químicas</p> <p>Reversibilidade das transformações químicas</p>
ESTADOS DE EQUILÍBRIO	<ul style="list-style-type: none"> • Relacionar os estados de equilíbrio com a concentração e a temperatura 	<ul style="list-style-type: none"> - Verificar experimentalmente os efeitos da concentração e da temperatura sobre o estado de equilíbrio (rever conceitos anteriores sobre velocidade das reacções) 	<p>Reacção directa</p> <p>Reacção inversa</p> <p>Dinâmica do equilíbrio</p> <p>Estado de equilíbrio</p>
CONSTANTE DE EQUILÍBRIO	<ul style="list-style-type: none"> • Inferir, para um sistema fechado, a existência de uma constante de equilíbrio. • Conhecer a lei do equilíbrio químico. • Aplicar a lei do equilíbrio a sistemas homogéneos e a sistemas heterogéneos. • Reconhecer que a constante de equilíbrio só varia com a temperatura 	<ul style="list-style-type: none"> - Estabelecer a expressão da constante de equilíbrio a partir da equação estequiométrica. - Determinar experimentalmente, para uma reacção química a constante de equilíbrio. - Analisar tabelas de valores - Calcular concentrações 	<p>Constante de equilíbrio</p> <p>Extensão de uma reacção</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
ALTERAÇÕES DO ESTADO DE EQUILÍBRIO	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer a lei de Le Chatelier. • Aplicar a Lei de Le Chatelier 	<ul style="list-style-type: none"> - Aplicar a Lei de Le Chatelier na previsão da evolução de sistemas por alterações da concentração da temperatura da pressão e do volume. (referir a aplicação em processos industriais) 	Lei de Le Chatelier
LEI DE LE CHATELIER	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar alguns processos industriais em que se aplicam a Lei de Le Chatelier. 	<ul style="list-style-type: none"> - Resolver exercícios simples de aplicação a sistemas em equilíbrio. 	



TEMA TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E O MUNDO QUE NOS RODEIA

SUB-TEMA REACÇÕES DE ÁCIDO-BASE

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
REAÇÕES DE ÁCIDO BASE COMO CASO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO	<ul style="list-style-type: none">• Conhecer os conceitos de ácido e de base segundo Arrhenius	<ul style="list-style-type: none">- Referir a evolução histórica dos conceitos de ácido/base.	Ácido Base
ÁCIDOS / BASES	<ul style="list-style-type: none">• Conhecer os conceitos de ácido e de base como dadores e aceptadores de prótons	<ul style="list-style-type: none">- Seleccionar, entre vários exemplos, espécies que sejam ácidos(bases) segundo Arrhenius e segundo Lowry-Bronsted.	Teoria de Arrhenius Teoria protónica
ÁCIDOS FORTES (FRACOS) BASES FORTES (FRACAS)	<ul style="list-style-type: none">• Distinguir entre ácidos (bases) fortes e ácidos (bases) fracos• Caracterizar pares ácido-base conjugados	<ul style="list-style-type: none">- Interpretação da diferente condutibilidade eléctrica de soluções ácidas de igual concentração (ácido forte e ácido fraco).- Identificar, em equações químicas de reacções ácido-base, os pares conjugados ácido-base.	Electrólitos Ácidos fortes (fracos) Bases fortes (fracas)
GRAU DE IONIZAÇÃO (DISSOCIAÇÃO)	<ul style="list-style-type: none">• Reconhecer o significado de grau de ionização de um ácido (base)	<ul style="list-style-type: none">- Calcular graus de ionização de um ácido fraco em soluções de diferentes concentrações para relacionar estas com o grau de ionização	Pares conjugados ácido-base Grau de ionização
CONSTANTES DE IONIZAÇÃO (Ka E Kb)	<ul style="list-style-type: none">• Aplicar o conceito de constante de equilíbrio à determinação de Ka e de Kb (para ácidos e bases fracas).	<ul style="list-style-type: none">- Preparação de soluções aquosas de HCl (1,0M, 0,1M, 0,01M ...) para estabelecer a diferença entre força e concentração.- Exercícios simples	Constante de ionização Constante de acidez (basicidade)
AUTOIONIZAÇÃO DA ÁGUA	<ul style="list-style-type: none">• Identificar a água como um solvente anfiprótico.		Carácter anfiprótico

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
CONSTANTE DE IONIZAÇÃO DA ÁGUA	<ul style="list-style-type: none"> • Relacionar a constante de ionização da água com o produto iónico. • Relacionar K_a e K_b para pares conjugados ácido-base. 	<ul style="list-style-type: none"> - Analisar tabela de valores do produto iónico da água a diferentes temperaturas. 	Produto iónico da água
ÁCIDOS POLIPRÓTICOS	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que um ácido poliprótico não é necessariamente um ácido forte. • Representar a ionização por fases. 	<ul style="list-style-type: none"> - Fazer interpretar tabelas de forças relativas de ácidos e de bases. 	Ácidos polipróticos
ACIDEZ (ALCALINIDADE) DE UMA SOLUÇÃO	<ul style="list-style-type: none"> • Relacionar o grau de acidez (alcalinidade) de uma solução aquosa com a concentração em íons H_3O^+ • Calcular $[H_3O^+]$ e $[HO^-]$ 	<ul style="list-style-type: none"> - Fazer notar que o grau de ionização pode variar com a temperatura mas também com a concentração enquanto as constantes de ionização só variam com a temperatura (são constantes de equilíbrio). - Actividades experimentais com soluções ácidas (básicas) conhecidas. - Resolver exercícios. 	Acidez Alcalinidade
PH	<ul style="list-style-type: none"> • Definir pH. • Conhecer métodos de medição de pH. • Calcular pH e pOH de soluções aquosas ácidas e básicas. 	<ul style="list-style-type: none"> - Medição do pH de várias soluções aquosas, lixívia, detergente; coca cola ... - Resolução de exercícios. 	pH pOH Escala de pH

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
HIDRÓLISE	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar as reacções de hidrólise como reacções de ácido-base. • Interpretar o comportamento (ácido, básico ou neutro) de soluções de alguns sais. • Interpretar a mudança de cor dos indicadores. 	<ul style="list-style-type: none"> - Verificação experimental do carácter ácido, alcalino ou neutro de soluções de sais. - Verificação experimental da variação de pH em reacções de "neutralização". - Referência às chuvas ácidas, pH dos solos. 	<p>Hidrólise</p> <p>Sais</p> <p>Neutralização</p> <p>Indicadores</p>



TEMA TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E O MUNDO QUE NOS RODEIA

SUB-TEMA REACÇÕES DE OXIDAÇÃO - REDUÇÃO

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
CONCEITO DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar reacções em que ocorram transferências de electrões. • Reconhecer a simultaneidade dos fenómenos de oxidação e redução. • Reconhecer a espécie química oxidada (reduzida) e o agente oxidante (reductor) 	<ul style="list-style-type: none"> - Referir a evolução do conceito de oxidação - Proceder a combustões no seio do cloro (do sódio, por exemplo) e estabelecer analogia com a combustão no oxigénio, em termos de transferência de electrões. - Introdução de moeda de cobre em acetato de prata. 	<p>Oxidação Redução</p> <p>Oxi-redução</p> <p>Oxidante Redutor</p>
NÚMERO DE OXIDAÇÃO	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer o significado de número de oxidação. • Conhecer as regras para determinação de números de oxidação. • Conhecer estados de oxidação de alguns elementos mais comuns. 	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar com a estrutura electrónica. - Resolver exercícios. 	<p>Número de oxidação</p> <p>Estados de oxidação</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ORIENTAÇÕES METODOLÓGICAS	TERMOS / CONCEITOS
<p>REACÇÕES DE OXIDAÇÃO - REDUÇÃO (REDOX)</p> <p>PILHAS ELECTROQUÍMICAS</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Aplicar o conceito de número de oxidação na identificação de reacções redox. • Conhecer o conceito de semi-reacção • Acertar equações químicas referentes a reacções redox • Reconhecer as reacções redox como processo de produção de corrente eléctrica nas pilhas electroquímicas. 	<p>- Actividades experimentais para analisar reacções de oxidação-redução:</p> <ul style="list-style-type: none"> — combustões no seio do oxigénio (ou do cloro) — acção do ácido nítrico sobre o cobre metálico — transferência de electrões entre halogéneos — corrosão do ferro <p>- Actividade experimental:</p> <p>estabelecer um circuito simples utilizando um eléctrodo de grafite e outro de diversos metais numa solução electrolítica.</p> <p>- Salientar a importância das reacções redox em processos industriais, ambientais e bioquímicos.</p>	<p>Reacções redox</p> <p>Semi-reacção</p> <p>Equações redox</p> <p>Pilha electroquímica</p> <p>Pólo positivo</p> <p>Pólo negativo</p>



— BIBLIOGRAFIA —

QUÍMICA

- *Química, uma Ciência Experimental*
G. Pimentel, Ed. Fundação Calouste Gulbenkian
- *General Chemistry*
P. Atkins, Ed. Scientific America Book
- *Química*
Pimentel & Spratley, Ed. Edgard Blucher, S. Paulo
- *Química*
R. Feltre, Ed. Moderna, S. Paulo
- *Química*
Raymond Chan, Ed. McGraw-Hill
- *College Chemistry*
Bruce Mahan
- *Chemistry*
Nuffield Advanced Science
- *Chimie Moderne - Guide Pour Enseignants*
Ed. OCDE