

PLANIFICAÇÃO MODULAR

ANO LETIVO 2018/2019

CURSO/CICLO DE FORMAÇÃO: Técnico de Produção Agropecuária - 2017-2020

DISCIPLINA: Físico-Química

N.º TOTAL DE MÓDULOS: 3 Módulos

N.º ORDEM	N.º DE HORAS	DESIGNAÇÃO DO MÓDULO/ UFCD'S
4	18H	Módulo Q5 – Equilíbrio de Oxidação Redução

OBJETIVOS DA APRENDIZAGEM	CONTEÚDOS	SITUAÇÕES DE APRENDIZAGEM/ AVALIAÇÃO	RECURSOS BIBLIOGRAFIA
<p>1. Reações de oxidação – redução</p> <p>1.1 Perspectivar histórica dos conceitos de oxidação-redução;</p> <ul style="list-style-type: none"> Situar, cronologicamente, a evolução conceptual dos termos oxidação e redução. <p>1.2 Estados de oxidação e Tabela periódica;</p> <ul style="list-style-type: none"> Interpretar uma reação de oxidação-redução simples (metal catião metálico), em termos de transferência de electrões. 	<p>1. Reações de oxidação-redução</p> <p>1.1.Perspectiva histórica dos conceitos de oxidação e redução</p> <p>1.2 Estados de oxidação e Tabela Periódica</p>	<ul style="list-style-type: none"> Resolver exercícios para a determinação de números de oxidação. Identificar, em diferentes exemplos, as reações de oxidação-redução, a partir da determinação de números de oxidação. Acertar esquemas que possam 	<ul style="list-style-type: none"> Quadro e giz; Fichas de trabalho; Calculadora gráfica; Computador; Projetor; Material de laboratório; Equipamento de uso corrente. Documentação

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que a oxidação envolve a cedência de electrões e que a redução envolve o ganho de electrões. • Atribuir estados de oxidação aos elementos, em substâncias simples e compostas, a partir do “número de oxidação”. • Associar o “número de oxidação” de um elemento constituinte de um ião monoatômico ao valor da carga eléctrica do mesmo. • Associar “número de oxidação” de um elemento, num dado estado, à carga que um átomo desse elemento adquiriria se os electrões, em cada ligação covalente, fossem atribuídos, aos átomos mais electronegativos. • Associar o número de oxidação 0 (zero) aos elementos quando constituintes de substâncias elementares e um número diferente de zero quando constituinte de substâncias compostas. • Identificar os números de oxidação dos elementos hidrogénio, oxigénio, metais dos grupos 1 e 2 da Tabela Periódica. <p>1.3 Regras para a determinação dos números de oxidação</p>	<p>1.3 Regras para a determinação dos números de oxidação</p> <p>1.4 Espécie oxidada ou redutor e espécie reduzida ou oxidante</p> <p>1.5 Semirreação de oxidação e semirreação de redução</p> <p>1.6 Escrita e acerto de equações de oxidação-redução</p> <p>1.7 Pares conjugados de oxidação-redução</p> <p>1.8 Reações de dismutação</p>	<p>representar processos de oxidação e redução.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Realização de ficha de Avaliação; • Método expositivo e dedutivo; • Resolução de fichas de trabalho; • Resolução de problemas; • Utilização das capacidades da calculadora gráfica para testar conjeturas e resolver problemas; • Análise de situações de vida real; • Trabalho de pares • Realização de trabalho de pesquisa. • Questão de aula sobre a temática em estudo. • Aulas de Apoio (para os alunos com módulos em atraso ou com dificuldades no módulo. • Grelhas de registo de observação direta (assiduidade/pontualidade; empenho/ 	<p>fornecida pelo professor;</p> <ul style="list-style-type: none"> • Bibliografia e material existente na biblioteca.
---	---	--	---

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<ul style="list-style-type: none"> • Aplicar regras na determinação de números de oxidação, nomeadamente o princípio da electroneutralidade. • Enumerar alguns elementos que podem apresentar diferentes estados de oxidação: Fe, Cu, Mn, Cr, Ni,... <p>1.4 Espécie oxidada ou redutor e espécie reduzida ou oxidante</p> <ul style="list-style-type: none"> • Identificar, numa reação de oxidação – redução, a espécie oxidada e a espécie reduzida. • Associar espécie reduzida ou oxidante como aquela que diminui o seu número de oxidação e espécie oxidada ou redutor como a que aumenta o seu número de oxidação numa reacção de oxidação-redução. <p>1.5 Semirreação de oxidação e semiequação de redução</p> <ul style="list-style-type: none"> • Identificar, numa equação de oxidação – redução, a semi-equação de oxidação e a semiequação de redução. <p>1.6 Escrita e acerto de equações de oxidação Redução</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que, no acerto de equações de oxidação-redução, o número total de 		<p>participação; responsabilidade/ autonomia; comportamento; tolerância e cooperação).</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ficha de avaliação. 	
--	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>electrões cedidos na oxidação tem de ser igual ao número total de electrões aceites na redução.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Acertar equações de oxidação-redução, em meio ácido e em meio alcalino pelo “método misto”. <p>1.7 Pares conjugados de oxidação-redução</p> <ul style="list-style-type: none"> • Identificar numa reação de oxidação-redução os pares conjugados oxidação-redução. <p>1.8 Reação de dismutação</p> <ul style="list-style-type: none"> • Associar dismutação a uma reação de oxidação – redução em que o mesmo elemento é simultaneamente o oxidante e o redutor. • Reconhecer que algumas espécies químicas podem comportar-se como espécie oxidada ou como espécie reduzida consoante a outra espécie com quem reage. 			
--	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>2. A competição pela transferência de electrões</p> <p>2.1 Forças relativas de oxidantes e de redutores: poder oxidante e poder redutor.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Associar a reatividade de espécies químicas ao poder redutor/oxidante como a capacidade observada de se oxidar/reduzir. • Reconhecer que os metais apresentam reactividades diferentes quando reagem com a maior parte das soluções de ácidos diluídos. <p>2.2 Série electroquímica</p> <ul style="list-style-type: none"> • Estabelecer uma série de oxidação-redução qualitativa ou série electroquímica a partir da comparação da reatividade de metais com catiões de outros metais. • Estabelecer séries electroquímicas a partir da comparação da reatividade dos halogéneos com soluções de halogenetos. • Reconhecer que quanto mais forte é um oxidante mais fraco é o redutor conjugado, ou quanto mais fraco é um oxidante, mais fraco é o redutor conjugado. • Prever, para dois pares óxido-redutores conjugados e a partir da série electroquímica, o oxidante mais forte e o 	<p>2. A competição pela transferência de electrões</p> <p>2.1 Forças relativas de oxidantes e de redutores: poder oxidante e poder redutor</p> <p>2.2 Série electroquímica</p> <p>2.3 Constante de equilíbrio de reações de oxidação-redução: extensão da reacção</p>		
---	---	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>sentido espontâneo da reacção de oxidação-redução.</p> <p>2.3 Constante de equilíbrio de reacções de oxidação redução: extensão da reacção.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Escrever a expressão matemática que traduz a constante de equilíbrio Ke, em reacções de oxidação-redução. • Relacionar a extensão de uma reacção de oxidação-redução com os valores de Ke dessa reacção de modo que a valores muito elevados correspondam reacções muito extensas no sentido considerado. <p>3. As reacções de oxidação-redução na natureza, no quotidiano e na indústria</p> <p>3.1. O metabolismo, a fotossíntese e a respiração como processos biológicos naturais de oxidação-redução.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar o metabolismo, a fotossíntese e a respiração como processos biológicos naturais de oxidação-redução. <p>3.2. A importância das reacções de oxidação-redução.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Salientar a importância da oxidação- 	<p>3. As reacções de oxidação-redução na natureza, no quotidiano e na indústria</p> <p>3.1. O metabolismo, a fotossíntese e a respiração como processos biológicos naturais de oxidação-redução.</p> <p>3.2. A importância das reacções de oxidação – redução em</p>		
---	---	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>redução na saúde como a acção do oxigénio e de outros agentes oxidantes nos processos vitais (envelhecimento das células, trocas gasosas na respiração, entre outras).</p> <ul style="list-style-type: none"> • Salientar a importância da oxidação-redução no ambiente como a formação de CO₂ nas combustões e a oxidação da maioria dos metais. • Identificar a corrosão como um processo natural de oxidação de um metal. <p>3.3. Extração de metais a partir dos respectivos minérios</p> <ul style="list-style-type: none"> • Evidenciar a importância da oxidação-redução em alguns processos industriais como a obtenção de metais como o ferro, zinco, cobre, ou outros, a partir dos respectivos minérios. 	<p>situações do quotidiano: a corrosão, a foto-oxidação, os tratamentos físico-químicos de águas e os agentes branqueadores em diversas indústrias.</p> <p>3.3. Extração de metais a partir dos respectivos minérios.</p>		
---	---	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

N.º ORDEM	N.º DE HORAS	DESIGNAÇÃO DO MÓDULO/ UFCD'S
5	18H	Módulo Q4: Equilíbrio Ácido Base

OBJETIVOS DA APRENDIZAGEM	CONTEÚDOS	SITUAÇÕES DE APRENDIZAGEM/ AVALIAÇÃO	RECURSOS BIBLIOGRAFIA
<p>1. Ácidos e bases na natureza: a chuva e a chuva ácida</p> <p>1.1. A água da chuva e a água da chuva ácida: composição química e pH.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar a composição química média da água da chuva normal. • Distinguir água de chuva “normal” de água de chuva ácida quanto ao valor de pH, tendo como referência pH=5,6 (limite mínimo do pH da água da chuva “normal”), à temperatura de 25 °C. • Relacionar o valor 5,6 do pH da água da precipitação natural com a presença de dióxido de carbono na atmosfera. • Relacionar o valor inferior a 5,6 do pH da água da chuva ácida com a presença, na atmosfera, de poluentes (SO_x, NO_x e outros). • Associar a maior parte das emissões de óxidos de enxofre e de azoto às emissões provenientes de centrais termoelétricas e de indústrias que utilizam o gás natural, o fuel e o carvão. 	<p>1. Ácidos e bases na natureza: a chuva e a chuva ácida</p> <p>1.1. A água da chuva e a água da chuva ácida: composição química e pH.</p> <p>1.2. A água destilada e a água pura.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Resolução de exercícios numéricos onde se determinem e relacionem pH, pHO, pKw Ka, Kb, [H⁺], [HO⁻]. • Pesquisa documental sobre a evolução da chuva ácida em Portugal. • Investigação da natureza ácida, básica ou neutra de alguns produtos do nosso quotidiano (artigos de higiene pessoal e de limpeza doméstica, produtos alimentares: leite, vinho, iogurtes, sumos, molho de tomate,...). • Pesquisa da produção nacional e mundial de ácido sulfúrico, de ácido 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro e giz; • Fichas de trabalho; • Calculadora gráfica; • Computador; Projetor; Software adequado. • Material de laboratório; • Equipamento de uso corrente. • Documentação fornecida pelo professor; • Bibliografia e material existente na biblioteca.

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<ul style="list-style-type: none"> • Utilizar o valor de pH de uma solução para a classificar como ácida, alcalina ou neutra. • Explicitar o significado de escala Sørensen quanto às condições de definição e aos limites da sua aplicação. <p>1.2. A água destilada e a água pura</p> <ul style="list-style-type: none"> • Explicitar o significado de água “quimicamente” pura e confrontá-lo com o conceito de substância (pura). • Explicitar o significado de água destilada e água bidestilada e confrontá-lo com o conceito de água “quimicamente” pura. <p>2. Ácidos e bases de acordo com a teoria protónica de Brønsted-Lowry.</p> <p>2.1. Perspectiva histórica dos conceitos ácido e base.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Explicar, segundo uma perspectiva histórica, as limitações dos diferentes conceitos de ácido e base. <p>2.2. Produtos do quotidiano e os ácidos e bases segundo a teoria protónica (Brønsted-Lowry).</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar os conceitos de ácido e de base segundo a teoria protónica de Brønsted-Lowry. 	<p>2. Ácidos e bases de acordo com a teoria protónica de Brønsted-Lowry</p> <p>2.1. Perspectiva histórica dos conceitos ácido e base.</p> <p>2.2. Produtos do quotidiano e os ácidos e bases segundo a teoria protónica (Brønsted-Lowry).</p>	<p>nítrico e de hidróxido de sódio e suas aplicações.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Investigação do processo de fabrico de anti-ácidos e seu modo de actuação. • Trabalho individual. • Trabalho de grupo. • Atividades experimentais: Qual o efeito da temperatura no pH de uma água?; Como se poderá concluir se um ácido é forte ou fraco? • Resolução de exercícios. • Aulas de Apoio (para os alunos com módulos em atraso ou com dificuldades no módulo). • Grelhas de registo de observação direta (assiduidade/ pontualidade; empenho/ participação; responsabilidade/ autonomia; comportamento; tolerância e cooperação). 	
--	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>3. Ionização e dissociação iónica</p> <p>3.1. Reacções de ionização/dissociação</p> <ul style="list-style-type: none"> • Explicitar os significados de ionização (de ácidos e de algumas bases) e de dissociação (de um hidróxido e de um sal). • Diferenciar reacção de ionização de “reacção” de dissociação. • Interpretar a estrutura de sais em termos das ligações químicas neles existentes. <p>4. Auto-ionização da água</p> <p>4.1. Constante de equilíbrio para a reacção de ionização da água: produto iónico da água –K_w.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar o fenómeno da auto-ionização da água em termos da sua extensão e das espécies químicas envolvidas. • Estabelecer as relações existentes, qualitativas e quantitativas (K_w), entre a concentração do ião hidrónio e a concentração do ião hidroxilo, resultantes da auto-ionização da água, para diferentes temperaturas. • Explicitar o efeito da variação da temperatura na auto-ionização da água e, conseqüentemente, no valor do pH com base na Lei de Le Châtelier. • Estabelecer, a partir do valor de K_w a uma determinada temperatura, a relação entre pH e pHO. 	<p>3. Ionização e dissociação</p> <p>3.1. Reacções de ionização/dissociação.</p> <p>4. Auto-ionização da água</p> <p>4.1. Constante de equilíbrio para a reacção de ionização da água: produto iónico da água –K_w.</p> <p>4.2. Relação entre as concentrações de ião hidrónio e de ião hidroxilo: o pH e o pHO.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Ficha de avaliação final. 	
--	---	---	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>4.2. Relação entre as concentrações de ião hidrónio e de ião hidroxilo: o pH e o pHO</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que uma solução é neutra, a qualquer temperatura, se a concentração do ião hidrónio for igual à concentração do ião hidroxilo. • Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniónica de uma solução e o seu valor de pH através da expressão matemática $pH = -\log [H_3O^+]$. • Discutir, para uma solução e qualquer que seja o valor do pH, a acidez e alcalinidade relativas. <p>5. Equilíbrio ácido-base</p> <p>5.1 Constante de acidez, <i>K_a</i>, e constante de basicidade, <i>K_b</i>.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar a reacção entre um ácido e uma base em termos de troca protónica. • Interpretar, em termos de equilíbrio químico, a reacção de ionização de um ácido (ou de uma base). • Estabelecer a relação entre ácido e base conjugada ou entre base e ácido conjugado e, conjuntamente, explicitar o conceito de par conjugado de ácido-base. • Interpretar o significado de espécie química anfotérica e exemplificar. • Identificar a natureza especial da água como substância anfotérica através da escrita da equação de equilíbrio para a reacção de auto-ionização da água. 	<p>5. Equilíbrio de ácido-base</p> <p>5.1. Constante de acidez, <i>K_a</i>, e constante de basicidade, <i>K_b</i>.</p> <p>5.2. Força relativa de ácidos e de bases.</p>		
---	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>5.2. Força relativa de ácidos e de bases</p> <ul style="list-style-type: none"> • Relacionar os valores das constantes de ionização (K_a) de ácidos distintos com a extensão das respectivas ionizações. • Associar o conceito de ácido forte e de base forte à extensão das respectivas reacções de ionização (ou dissociação) e ao valor muito elevado das respectivas constantes de acidez ou de basicidade. • Comparar a extensão da ionização de um ácido (K_a) com a extensão da ionização da respectiva base conjugada (K_b). • Relacionar, para um dado par conjugado ácido-base, o valor das constantes K_a e K_b. • Reconhecer a importância dos ácidos e das bases: na saúde (úlceras gástricas, ácido úrico, no ambiente (chuva ácida, efluentes industriais, correcção de solos), no fabrico de produtos de higiene e limpeza doméstica e industrial, na manipulação e conservação de alimentos e na indústria farmacêutica. • Identificar alguns cuidados a ter no manuseamento e armazenamento de produtos do dia a dia que contêm ácidos e bases. • Resolver exercícios numéricos de determinação do pH de soluções aquosas de ácidos fortes e fracos e de bases fortes e fracas. <p>6. Comportamento ácido, básico ou neutro de algumas soluções de sais</p>	<p>6. Comportamento ácido,</p>		
--	--------------------------------	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>6.1. Formação de sais por meio de reacções ácido-base; reacções de neutralização</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer um sal como o produto da reacção de um ácido com um hidróxido. • Associar a designação de neutralização à reacção entre quantidades estequiométricas de um ácido forte e de uma base forte, porque originam uma solução neutra. <p>6.2. Comportamento ácido-base de aniões e de catiões em solução aquosa</p> <ul style="list-style-type: none"> • Referir que os aniões conjugados de ácidos fracos têm comportamento alcalino em solução aquosa. • Referir que a reacção química entre ao anião e a água é uma reacção ácido-base, mas que se pode designar por hidrólise. • Referir que os catiões de metais dos 1º e 2º grupos da T.P. são neutros. • Exemplificar o comportamento ácido de alguns catiões metálicos, como Al^{3+}, Fe^{3+}, ... • Resolver exercícios numéricos de determinação do pH de soluções aquosas de sais. <p>7. Indicadores de ácido-base e medição de pH</p> <p>7.1. Indicadores colorimétricos de ácido-base</p> <ul style="list-style-type: none"> • Associar indicador ácido-base a um par 	<p>básico ou neutro de algumas soluções de sais.</p> <p>6.1. Formação de sais por meio de reacções ácido-base; reacções de neutralização.</p> <p>6.2. Comportamento ácido-base de aniões e de catiões em solução aquosa.</p> <p>7. Indicadores de ácido-base e medição de pH.</p> <p>7.1. Indicadores colorimétricos</p>		
--	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>conjugado ácido-base, em que as formas ácida e básica são responsáveis por cores diferentes (indicador colorimétrico).</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar a natureza reversível de um indicador de ácido-base com base na equação química do equilíbrio respectivo, e prever, a partir da lei de Le Châtelier, a alteração da cor do indicador por adição de ácido forte ou base forte. • Reconhecer que cada indicador tem como característica uma zona de viragem que corresponde ao intervalo de valores de pH em que se verifica a mudança da cor “ácida” para a cor “alcalina” ou a situação inversa. • Associar a cor adquirida por um indicador ácido-base numa solução aquosa à característica ácida, neutra ou alcalina da solução. <p>7.2. Aparelho medidor de pH; sensor de pH</p> <ul style="list-style-type: none"> • Referir a utilização de medidores de pH ou de sensores de pH como instrumentos que medem, com rigor, o pH de uma solução. 	<p>de ácido-base.</p> <p>7.2. Aparelho medidor de pH; sensor de pH.</p>		
--	---	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

N.º ORDEM	N.º DE HORAS	DESIGNAÇÃO DO MÓDULO/ UFCD'S
6	21H	Módulo F2: hidrostática e Hidrodinâmica

OBJETIVOS DA APRENDIZAGEM	CONTEÚDOS	SITUAÇÕES DE APRENDIZAGEM/ AVALIAÇÃO	RECURSOS BIBLIOGRAFIA
<p>1. Estática dos fluidos</p> <p>1.1 Os fluidos e sua classificação</p> <ul style="list-style-type: none"> Distinguir um fluido de um sólido. Caracterizar um fluido em termos de isotropia, mobilidade e viscosidade. Classificar os fluidos em gases e líquidos com base em: - viscosidade - compressibilidade - forças de ligação entre as moléculas constituintes. Prever situações em que um sólido pode ter propriedades próximas dos fluidos, por variações da pressão e da temperatura (lamas vulcânicas, por exemplo). Reconhecer que um líquido é um fluido incompressível, isto é, a sua massa volúmica é aproximadamente constante. Reconhecer que os gases são fluidos compressíveis. <p>1.2 Comportamento de um gás ideal</p>	<p>1. Estática dos fluidos</p> <p>1.1 Os fluidos e sua classificação</p> <p>1.2 Comportamento de um gás ideal</p> <p>1.3 Lei fundamental da hidrostática</p> <p>1.4 Princípio de Arquimedes</p> <p>1.5 Princípio de Arquimedes</p>	<ul style="list-style-type: none"> Trabalho individual. Trabalho de grupo. Atividades práticas. Atividades experimentais. Resolução de exercícios. Exposição/ diálogo com os alunos. Exploração de diapositivos. Produção de relatórios das atividades experimentais. Pesquisa / debate. Método expositivo e dedutivo. Resolução de fichas de trabalho. Resolução de problemas. Aulas de Apoio (para os alunos 	<ul style="list-style-type: none"> Quadro e giz; Fichas de trabalho; Calculadora gráfica; Computador; Projetor; Software adequado. Material de laboratório; Equipamento de uso corrente. Documentação fornecida pelo professor; Bibliografia e material existente na biblioteca.

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<ul style="list-style-type: none"> • Descrever macroscopicamente o comportamento de um gás ideal em termos da teoria cinético-molecular. • Conhecer que 1 mol de moléculas de um gás ideal ocupa o volume de 22,4 L nas condições PTN. • Descrever matematicamente o comportamento de um gás ideal através da equação $pV = nRT$. • Calcular o valor da constante universal, R, dos gases ideais em unidades SI e em outras vulgarmente utilizadas. • Demonstrar que a equação de estado de um gás ideal contém as leis de Boyle-Mariotte e Gay-Lussac. <p>1.3 Lei fundamental da hidrostática</p> <ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar o equilíbrio hidrostático. • Caracterizar a pressão num ponto do interior ou da superfície de um líquido em equilíbrio hidrostático. • Deduzir a lei fundamental da hidrostática: $p_B - p_A = \rho g(h_B - h_A)$. • Compreender que, em consequência desta lei, num líquido em equilíbrio hidrostático: <ul style="list-style-type: none"> - a pressão é a mesma em todos os pontos que estiverem à mesma 		<p>com módulos em atraso ou com dificuldades no módulo).</p> <ul style="list-style-type: none"> • Grelhas de registo de observação direta (assiduidade/pontualidade; empenho/participação; responsabilidade/autonomia; comportamento; tolerância e cooperação). • Ficha de avaliação final. 	
---	--	---	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>profundidade</p> <ul style="list-style-type: none"> - a pressão num líquido aumenta com a profundidade - a superfície livre é horizontal. <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar, com base nesta lei, o comportamento de um líquido num sistema de “vasos comunicantes”. • Interpretar o equilíbrio de líquidos não miscíveis. • Conhecer o princípio de funcionamento do barómetro de Torricelli (Experiência de Torricelli). • Interpretar o conceito de pressão absoluta, pressão atmosférica e pressão instrumental. • Relacionar algumas unidades correntes de pressão tais como: pascal, bar, atmosfera, mm Hg e torr. • Reconhecer diversos tipos de medidores de pressão: manómetros e barómetros. <p>1.4 Princípio de Pascal</p> <ul style="list-style-type: none"> • Relacionar a pressão num ponto no interior de um líquido de massa volúmica ρ à profundidade h com a pressão atmosférica p_{atm}: $p = p_{atm} + \rho gh$. • Aplicar a relação anterior na leitura de manómetros em U. • Interpretar o princípio de Pascal. 			
---	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<ul style="list-style-type: none"> • Compreender que o princípio de Pascal é uma consequência directa da lei fundamental da hidrostática. • Descrever algumas aplicações do princípio de Pascal, tais como a prensa hidráulica e o elevador hidráulico. <p>1.5 Princípio de Arquimedes</p> <ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar a impulsão como a força resultante das forças de pressão que o fluido exerce sobre um corpo nele mergulhado. • Relacionar o módulo da impulsão que se exerce sobre um corpo mergulhado num fluido com a massa volúmica do fluido e o volume de fluido deslocado pelo corpo: $I = \rho g V$. • Estabelecer a condição de flutuação de um corpo num fluido, aplicando a lei fundamental da dinâmica. • Descrever algumas áreas de aplicação do princípio de Arquimedes, tais como: construção naval; construção de dirigíveis. <p>2. Dinâmica dos fluidos 2.1 Movimento de um líquido</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar o débito de um líquido que se desloca num tubo como a quantidade de 	<p>2. Dinâmica dos fluidos</p> <p>2.1 Classificação do movimento de um fluido</p> <p>2.2 A lei da conservação da massa e a equação da</p>		
--	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>líquido (em massa ou em volume) que atravessa a secção recta do tubo por unidade de tempo.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar o conceito de débito-volume. • Interpretar o conceito de débito-massa. • Reconhecer que a massa volúmica ρ do líquido pode ser obtida pela razão entre o débito massa e débito-volume. • Identificar um líquido como um fluido incompressível, isto é, com massa volúmica r constante. • Compreender a importância das leis fundamentais da Mecânica no estudo dos líquidos. • Reconhecer que o movimento de um líquido pode ser descrito através da definição do vector velocidade do líquido em cada ponto. • Definir regime estacionário como aquele em que o vector velocidade do líquido em cada ponto é constante no tempo. • Definir linha de corrente que passa num ponto como a trajectória de uma partícula do líquido que passa nesse ponto. • Reconhecer que duas linhas de corrente não se cruzam em nenhum ponto. • Compreender que um conjunto de linhas de corrente pode formar um tubo de corrente. <p>2.2 A lei da conservação da massa e a equação da continuidade</p>	<p>continuidade</p> <p>2.3 A lei da conservação da energia e a lei de Bernoulli</p>		
--	---	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<ul style="list-style-type: none"> • Associar a cada ponto de um tubo de corrente estreito a área, A, da secção recta do tubo nesse ponto e o módulo da velocidade v do líquido nesse ponto. • Reconhecer que as paredes de um tubo qualquer de corrente não podem ser atravessadas por líquido. • Interpretar a relação $Av = \text{const.}$ como uma consequência da lei de conservação da massa. • Compreender que a lei de conservação da massa implica que: O débito-massa, em regime estacionário, seja constante ao longo de um tubo de corrente: $Q_m = \text{const.}$; O débito-volume (caudal), em regime estacionário, seja constante ao longo de um tubo de corrente: $Q_v = \text{const.}$. • Verificar que para fluidos incompressíveis, a relação entre débito-volume, Q_v, a velocidade v e a área A é: $QV = vA$ (equação da continuidade). • Compreender que a equação da continuidade aplicada a fluidos incompressíveis (líquidos) num tubo de corrente implica que a velocidade aumenta quando a secção recta diminui. <p>2.3 A lei da conservação da energia e a lei de Bernoulli</p> <ul style="list-style-type: none"> • Compreender que as leis fundamentais da Mecânica (lei da conservação da massa, lei fundamental da dinâmica e lei da 			
---	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

<p>conservação da energia) se podem aplicar, com certas precauções, ao estudo dos fluidos ideais e incompressíveis.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Conhecer a expressão matemática da lei de Bernoulli. • Compreender o significado do termo $\rho g (h_2 - h_1)$ como a variação da energia potencial por unidade de volume entre dois pontos do líquido cuja diferença de alturas é $h_2 - h_1$. • Compreender o significado do termo $p_2 - p_1$ como um trabalho por unidade de volume. • Inferir que a equação de Bernoulli traduz uma lei de conservação da energia. • Descrever alguns debitómetros (Pitot, Venturi), cujo funcionamento se baseia na lei de Bernoulli. • Explicar algumas consequências e aplicações da equação de Bernoulli em várias situações, tais como: aerodinâmica das asas dos aviões; voo do “frisbee” (disco de plástico habitualmente utilizado como brinquedo nas praias); destruição dos tectos das habitações por fortes rajadas de vento. 			
---	--	--	--

PLANIFICAÇÃO MODULAR

A ordem dos módulos definida para a lecionação dos módulos/UFCD'S corresponde à proposta do programa homologado pelo Ministério da Educação?

Sim Não

Justificação didática da alteração:

Observações / Recomendações:

A Professora:

Tânia Sofia Teixeira Fernandes

O Diretor de Curso

Visto

O Diretor
