

Matriz da Prova Final de Recuperação dos Cursos Profissionais

2014/2015

Cursos: Técnico Auxiliar de Saúde

Disciplina: Física e Química

Módulo: Q4

Modalidade: Escrita Oral Prática Prova de projeto

Duração: 90 min.

Material: - O formando apenas pode utilizar caneta ou esferográfica de tinta azul ou preta.
- É interdito o uso de "esferográfica-lápis" e de corretor.
- O formando pode utilizar uma máquina de calcular gráfica, que cumpra os requisitos das máquinas de calcular autorizadas nos exames nacionais.

Prova Oral: O formando será submetido à prova oral caso tenha obtido a classificação de 8 ou 9 valores.

Nesta situação, a prova escrita corresponde a 60% e a oral 40%.

A prova oral tem a duração de, aproximadamente, 20 minutos.

Estrutura das Provas:

Prova Escrita: A prova é constituída por dois grupos. O Grupo I é constituído por itens do tipo: Verdadeiro/ Falso e de escolha múltipla (podendo envolver gráficos). O Grupo II é constituído por itens de resposta curta/aberta e de cálculos.

Prova Oral: Será solicitado ao formando a resolução de exercícios / problemas, no quadro, que envolvem os conteúdos do módulo. O formando poderá recorrer à calculadora gráfica.

Critérios de Classificação da Prova:

Prova Escrita:

- Nos itens de escolha múltipla, é atribuída a cotação total à resposta correta. As respostas incorretas, a apresentação de mais do que uma opção (ainda que nelas esteja incluída a opção correta) ou o número do item e/ou a letra da alternativa escolhida são ilegíveis são classificadas com zero pontos.
- É atribuída a cotação total a qualquer processo cientificamente correto de resolução.
- Se a resolução de uma alínea apresentar erro exclusivamente imputável à resolução da alínea anterior, essa alínea tem a cotação integral.
- Se o aluno cometer um erro (por exemplo passar mal o enunciado), não deverá ser penalizado desde que não seja alterado o grau de dificuldade da questão.
- Em qualquer pergunta, mesmo quando a resposta apresente um resultado aparentemente certo, será penalizada, a não apresentação de cálculos, a ausência de justificação e a falta de unidades.
- Será descontado 1 ponto por cada unidade errada ou omitida no resultado final.
- Nos itens de resposta aberta, sempre que o aluno apresente mais do que uma resolução do mesmo item e não indique, de forma inequívoca, a (s) que pretende anular, apenas a primeira deve ser classificada.
- Nos itens que envolvam resolução de exercícios numéricos, devem ser explicitados o raciocínio, fórmula(s) utilizada(s) e cálculos efetuados.

Prova Oral:

A cotação das respostas será valorizada (compreensão, aplicação cálculo e análise) tendo em conta:

- Expressividade / precisão nas respostas;
- Rigor Científico;
- Utilização da tradução de um problema da linguagem corrente para a linguagem matemática;
- Apresentação de objetividade das questões práticas;
- Utilização da Calculadora Gráfica.

Objetivos	Conteúdos	Cotações
<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar as composições químicas médias da chuva "normal", da água destilada e da água pura relacionando-as com os valores de pH. • 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. • Utilizar o valor de pH de uma solução para a classificar como ácida, alcalina ou neutra. • Explicitar marcos históricos importantes na interpretação de fenómenos de ácido-base. • Interpretar os conceitos de ácido e de base segundo a teoria protónica de Bronsted Lowry. • Estabelecer a diferença entre água destilada e água "pura". • Caracterizar o fenómeno da auto - ionização da água. • Reconhecer que na água "pura" a concentração do ião hidrogénio é igual à concentração do ião hidróxido. • Estabelecer as relações existentes, qualitativas entre a concentração do ião hidrogénio e a concentração do ião hidróxido resultantes da auto - ionização da água. • Explicitar os significados de ionização e de dissociação. • Diferenciar reação de ionização de "reação" de dissociação. • 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. 	<p>1. Ácidos e bases na natureza:</p> <p>1.1. Chuva e a chuva ácida: composição química e pH;</p> <p>1.2. A água destilada e a água pura.</p> <p>2. Ácidos e bases de acordo com a teoria protónica de Bronsted – Lowry.</p> <p>2.1. Perspetiva histórica dos conceitos ácidos e base;</p> <p>2.2. Produtos do quotidiano e os ácidos e bases segundo a teoria protónica (Bronsted –Lawry).</p> <p>3. Ionização e dissociação</p> <p>3.1. Reações de ionização/dissociação;</p> <p>4. Auto – ionização da água</p> <p>4.1. Constantes de equilíbrio para a reação de ionização da água: produto iónico da água; Kw;</p> <p>4.2. Relação entre as concentrações do ião hidrónio e do ião hidroxilo: o pH e o pOH.</p>	<p>Prova escrita:</p> <p>30 Pontos</p> <p>10 Pontos</p> <p>60 Pontos</p>

Objetivos	Conteúdos	Cotações
<ul style="list-style-type: none"> • Aplicar em casos concretos o conceito de ácido forte e base forte. • 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. • Relacionar os valores das constantes de acidez K_a de ácidos distintos com a extensão das respetivas Ionizações. • Comparar as constantes de acidez K_a e de basicidade K_b de um par ácido-base conjugados. • Interpretar o comportamento ácido, básico ou neutro de algumas soluções de sais. • Saber o que é um indicador calorimétrico de ácido base; • Relacionar a cor de uma solução com o valor de pH de soluções. 	<p>5. Equilíbrio de ácido – base</p> <p>5.1. Constante de acidez K_a e constante de basicidade K_b;</p> <p>5.2. Força relativa de ácidos e bases.</p> <p>6. Comportamento ácido, básico ou neutro de algumas soluções de sais.</p> <p>6.1. Formação de sais por meio de reações ácido – base, reações de neutralização;</p> <p>6.2. Comportamento ácido – base de aniões e de catiões em solução aquosa.</p> <p>7. Indicadores de ácidos e base e medição do pH</p> <p>7.1. Indicadores calorimétricos de ácido – base;</p> <p>7.2. Aparelho medidor de pH; sensor de pH.</p>	<p>90 Pontos</p> <p>10 Pontos</p> <p><u>Total – 200 Pontos</u></p> <p>Prova Oral:</p> <p>Compreensão: 60 pontos</p> <p>Aplicação: 80 pontos</p> <p>Cálculo: 60 pontos</p> <p><u>Total - 200 pontos</u></p>

O formador responsável pela elaboração: Andreia Vaz

A Presidente do Conselho Pedagógico: _____