

## Matriz da Prova Final de Recuperação dos Cursos Profissionais

2014/2015

**Cursos:** Técnico Auxiliar de Saúde

**Disciplina:** Física e Química

**Módulo:** Q5

**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"> <li>• Situar, cronologicamente, a evolução conceptual dos termos oxidação e redução.</li> <li>• Interpretar uma reação de oxidação-redução simples, em termos de transferência de eletrões.</li> <li>• Reconhecer que a oxidação envolve a cedência de eletrões e que a redução envolve o ganho de eletrões.</li> <li>• Atribuir estados de oxidação aos elementos, em substâncias simples e compostas, a partir de um ião monoatômico ao valor da carga elétrica do mesmo estado, à carga que um átomo desse elemento adquiriria se os eletrões, em cada ligação covalente, fossem atribuídos, aos átomos mais eletronegativos.</li> <li>• 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.</li> <li>• Identificar os números de oxidação dos elementos hidrogénio, oxigénio, metais dos grupos 1 e 2 da Tabela Periódica.</li> <li>• Aplicar regras na determinação de números de oxidação, nomeadamente o princípio da eletroneutralidade.</li> <li>• Identificar, numa reação de oxidação - redução, a espécie oxidada e a espécie reduzida.</li> <li>• 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 reação de oxidação-redução</li> <li>• Identificar, numa equação de oxidação - redução, a semiequação de oxidação e a semiequação de redução.</li> <li>• Reconhecer que, no acerto de equações de oxidação-redução, o número total de eletrões cedidos na oxidação tem de ser igual ao número total de eletrões aceites na redução.</li> <li>• Acertar equações de oxidação-redução, em meio ácido e em meio alcalino pelo “método misto”.</li> <li>• Identificar numa reação de oxidação-redução os pares conjugados oxidação-redução.</li> </ul>	<p><b>1. Reações de oxidação-redução.</b></p> <p>1.1. Perspetiva histórica dos conceitos de oxidação e redução</p> <p>1.2. Estados de oxidação e Tabela Periódica</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><b>Prova escrita</b></p> <p>120 pontos</p>

Objetivos	Conteúdos	Cotações
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Identificar a espécie química que se comporta, simultaneamente, como oxidante e redutor.</li> <li>• Reconhecer que algumas espécies químicas podem comportar-se como espécie oxidada ou como espécie reduzida consoante a outra espécie com quem reage.</li> <li>• Associar a reatividade de espécies químicas ao poder redutor/oxidante como a capacidade observada de se oxidar/reduzir.</li> <li>• Reconhecer que os metais apresentam reatividades diferentes quando reagem com a maior parte das soluções de ácidos diluídos.</li> <li>• Estabelecer uma série de oxidação-redução qualitativa ou série eletroquímica a partir da comparação da reatividade de metais com catiões de outros metais.</li> <li>• Estabelecer séries eletroquímicas a partir da comparação da reatividade dos halogéneos com soluções de halogenetos.</li> <li>• 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.</li> <li>• Prever, para dois pares óxido-redutores conjugados e a partir da série eletroquímica, o oxidante mais forte e o sentido espontâneo da reação de oxidação-redução.</li> <li>• Salientar a importância da oxidação-redução na saúde como a ação do oxigénio e de outros agentes oxidantes nos processos.</li> <li>• Salientar a importância da oxidação-redução no ambiente como a formação de CO<sub>2</sub> nas combustões e a oxidação da maioria dos metais.</li> <li>• Identificar a corrosão como um processo natural de oxidação de um metal.</li> </ul>	<p>1.8. Reações de dismutação</p> <p><b>2. A competição pela transferência de eletrões</b></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:</p> <p><b>3. As reações de oxidação-redução na natureza, no quotidiano e na indústria</b></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 reações de oxidação-redução</p> <p>3.3. Extração de metais a partir dos respetivos minérios</p>	<p>80 pontos</p> <p><b>Total - 200 pontos</b></p> <p><b>Prova Oral</b></p> <p><b>Compreensão: 60 pontos</b></p> <p><b>Aplicação: 80 pontos</b></p> <p><b>Cálculo: 60 pontos</b></p> <p><b>Total - 200 pontos</b></p>

O formador responsável pela elaboração: Andreia Vaz

A Presidente do Conselho Pedagógico: \_\_\_\_\_