

**ESCOLA SECUNDÁRIA FRANCISCO RODRIGUES LOBO**

**Ano letivo de 2017/2018**

**Matriz de Regime não Presencial**

**Disciplina de Física e Química A**

**Módulo 1**

**Curso de Ciências e Tecnologias**

**Duração da Prova: 90 minutos**

**(Entrada em vigor a partir do ano letivo de 2015/2016, inclusive)**

**Módulo 1. CONTEÚDOS E OBJETIVOS**

CONTEÚDOS	OBJETIVOS
<p><b>1. Elementos químicos e sua organização:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>Massa e tamanho dos átomos:</b></li> <li>- Massa isotópica e massa atómica relativa média               <ul style="list-style-type: none"> <li>• Quantidade de matéria e massa molar</li> <li>• Fração molar e fração mássica</li> <li>• AL 1.1. Volume e número de moléculas de uma gota de água</li> </ul> </li> <li>- <b>Energia dos eletrões nos átomos</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Espectros contínuos e descontínuos</li> <li>• O modelo atómico de Bohr</li> <li>• Transições electrónicas</li> <li>• Quantização de energia</li> <li>• Espectro do átomo de hidrogénio</li> <li>• Energia de remoção electrónica</li> <li>• Modelo quântico do átomo</li> <li>• Configuração eletrónica de átomos</li> <li>• AL 1.2 Teste de chama</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Descrever a constituição de átomos com base no número atómico, no número de massa e na definição de isótopos.</li> <li>- Interpretar o significado de massa atómica relativa média e calcular o seu valor a partir de massas isotópicas, justificando a proximidade do seu valor com a massa do isótopo mais abundante.</li> <li>- Identificar a quantidade de matéria como uma das grandezas do Sistema Internacional (SI) de unidades e caracterizar a sua unidade, mole, com referência ao número de Avogadro de entidades.</li> <li>- Relacionar o número de entidades numa dada amostra com a quantidade de matéria nela presente, identificando a constante de Avogadro como constante de proporcionalidade.</li> <li>- Calcular massas molares a partir de tabelas de massas atómicas relativas (médias).</li> <li>- Relacionar a massa de uma amostra e a quantidade de matéria com a massa molar.</li> <li>- Determinar composições quantitativas em fração molar e em fração mássica, e relacionar estas duas grandezas.</li> <li>- Indicar que a luz (radiação eletromagnética ou onda eletromagnética) pode ser detetada como partículas de energia (fotões), sendo a energia de cada fotão proporcional a frequência dessa luz.</li> <li>- Identificar luz visível e não visível de diferentes frequências no espectro eletromagnético, comparando as energias dos respetivos fotões.</li> <li>- Distinguir tipos de espectros: descontínuos e contínuos; de absorção e de emissão.</li> <li>- Interpretar o espectro de emissão do átomo de hidrogénio através da quantização da energia do eletrão, concluindo que esse espectro resulta de transições electrónicas entre níveis energéticos.</li> <li>- Identificar a existência de níveis de energia bem definidos, e a ocorrência de transições de eletrões entre níveis por absorção ou emissão de energias bem definidas, como as duas ideias fundamentais do modelo atómico de Bohr que prevalecem no modelo atómico atual.</li> </ul>



**ESCOLA SECUNDÁRIA FRANCISCO RODRIGUES LOBO**

**Ano letivo de 2017/2018**

**Matriz de Regime não Presencial**

**Disciplina de Física e Química A**

**Módulo 1**

**Curso de Ciências e Tecnologias**

**Duração da Prova: 90 minutos**

**(Entrada em vigor a partir do ano letivo de 2015/2016, inclusive)**

- Associar à existência de níveis de energia a quantização da energia do eletrão no átomo de hidrogénio e concluir que esta quantização se verifica para todos os átomos.
- Associar cada série espectral do átomo de hidrogénio a transições eletrónicas com emissão de radiação nas zonas do ultravioleta, visível e infravermelho.
- Relacionar, no caso do átomo de hidrogénio, a energia envolvida numa transição eletrónica com as energias dos níveis entre os quais essa transição se dá.
- Comparar espectros de absorção e de emissão de elementos químicos, concluindo que são característicos de cada elemento.
- Indicar que a energia dos eletrões nos átomos inclui o efeito das atrações entre os eletrões e o núcleo, por as suas cargas serem de sinais contrários, e das repulsões entre os eletrões, por as suas cargas serem do mesmo sinal.
- Associar a nuvem eletrónica a uma representação da densidade da distribuição de eletrões à volta do núcleo atómico, correspondendo as regiões mais densas a maior probabilidade de aí encontrar eletrões.
- Concluir, a partir de valores de energia de remoção eletrónica, obtidas por espectroscopia fotoeletrónica, que átomos de elementos diferentes têm valores diferentes da energia dos eletrões.
- Interpretar valores de energias de remoção eletrónica, obtidos por espectroscopia fotoeletrónica, concluindo que os eletrões se podem distribuir por níveis e subníveis de energia.
- Indicar que os eletrões possuem, além de massa e carga, uma propriedade quantizada denominada *spin* que permite dois estados diferentes.
- Associar orbital atómica à função que representa a distribuição no espaço de um eletrão no modelo quântico do átomo.
- Identificar as orbitais atómicas *s*, *p* e *d*, com base em representações da densidade eletrónica que lhes esta associada e distingui-las quanto ao número e à forma.
- Indicar que cada orbital pode estar associada, no máximo, a dois eletrões, com *spin* diferente, relacionando esse resultado com o princípio de Pauli.
- Concluir, a partir de valores de energia de remoção eletrónica, obtidas por espectroscopia fotoeletrónica, que orbitais de um mesmo subnível *np*, ou *nd*, têm a mesma energia.
- Estabelecer as configurações eletrónicas dos átomos,

**ESCOLA SECUNDÁRIA FRANCISCO RODRIGUES LOBO****Ano letivo de 2017/2018****Matriz de Regime não Presencial****Disciplina de Física e Química A****Módulo 1****Curso de Ciências e Tecnologias****Duração da Prova: 90 minutos****(Entrada em vigor a partir do ano letivo de 2015/2016, inclusive)**

<p><b>- Tabela Periódica:</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Estrutura da Tabela Periódica: grupos, períodos e blocos</li><li>• Elementos representativos e de transição</li><li>• Famílias de metais e de não metais</li><li>• Propriedades periódicas</li><li>– Raio atómico</li><li>– Energia de ionização</li><li>• Al 1.3 Densidade relativa de metais</li></ul> <p><b>- Ligação química:</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Tipos de ligações químicas</li><li>• Ligação covalente</li><li>– Estrutura de Lewis</li><li>– Energia de ligação e comprimento de ligação</li><li>– Polaridade das ligações</li><li>– Geometria molecular</li><li>– Polaridade das moléculas</li><li>– Estrutura de moléculas orgânicas e biológicas</li><li>• Ligações intermoleculares</li><li>– Ligações de hidrogénio</li><li>– Forças de van der Waals (de London, entre moléculas polares e entre moléculas polares e apolares)</li><li>• AL 2.1 Miscibilidade de líquidos</li></ul>	<p>utilizando a notação <i>spd</i>, para elementos até <math>Z = 23</math>, atendendo ao Princípio da Construção, ao Princípio da Exclusão de Pauli e à maximização do número de electrões desemparelhados em orbitais degeneradas.</p> <ul style="list-style-type: none"><li>- Interpretar a organização da Tabela Periódica com base em períodos, grupos e blocos e relacionar a configuração eletrónica dos átomos dos elementos com a sua posição relativa na Tabela Periódica.</li><li>- Identificar a energia de ionização e o raio atómico como propriedades periódicas dos elementos.</li><li>- Comparar raios atómicos e energias de ionização de diferentes elementos químicos com base nas suas posições relativas na Tabela Periódica.</li><li>- Interpretar a tendência geral para o aumento da energia de ionização e para a diminuição do raio atómico observados ao longo de um período da Tabela Periódica.</li><li>- Interpretar a tendência geral para a diminuição da energia de ionização e para o aumento do raio atómico observados ao longo de um grupo da Tabela Periódica.</li><li>- Explicar a formação dos iões mais estáveis de metais e de não-metais.</li><li>- Justificar a baixa reatividade dos gases nobres.</li><li>- Indicar que um sistema de dois ou mais átomos pode adquirir maior estabilidade através da formação de ligações químicas.</li><li>- Interpretar as interações entre átomos através das forças de atração entre núcleos e electrões, forças de repulsão entre electrões e forças de repulsão entre núcleos.</li><li>- Interpretar gráficos da energia em função da distância internuclear durante a formação de uma molécula diatómica identificando o predomínio das repulsões a curta distância e o predomínio das atrações a longa distância, sendo estas distâncias respetivamente menores e maiores do que a distância de equilíbrio.</li><li>- Indicar que os átomos podem partilhar electrões formando ligações covalentes (partilha localizada de electrões de valência), ligações iónicas (transferência de electrões entre átomos originando estruturas com carácter iónico) e ligações metálicas (partilha de electrões de valência deslocalizados por todos os átomos).</li><li>- Associar as ligações químicas em que não há partilha significativa de electrões a ligações intermoleculares.</li><li>- Interpretar a ocorrência de ligações covalentes simples, duplas</li></ul>
--	--

**ESCOLA SECUNDÁRIA FRANCISCO RODRIGUES LOBO****Ano letivo de 2017/2018****Matriz de Regime não Presencial****Disciplina de Física e Química A****Módulo 1****Curso de Ciências e Tecnologias****Duração da Prova: 90 minutos****(Entrada em vigor a partir do ano letivo de 2015/2016, inclusive)**

ou triplas em  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$  e  $F_2$ , segundo o modelo de Lewis.

- Representar, com base na regra do octeto, as fórmulas de estrutura de Lewis de moléculas como  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$  e  $CO_2$ .

- Relacionar o parâmetro ângulo de ligação nas moléculas  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$  e  $CO_2$  com base no modelo da repulsão dos pares de eletrões de valência.

- Prever a geometria molecular, com base no modelo da repulsão dos pares de eletrões de valência, em moléculas como  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$  e  $CO_2$ .

- Prever a relação entre as energias de ligação ou os comprimentos de ligação em moléculas semelhantes, com base na variação das propriedades periódicas dos elementos envolvidos nas ligações (por exemplo  $H_2O$  e  $H_2S$  ou  $HCl$  e  $HBr$ ).

- Indicar que as moléculas diatómicas homonucleares são apolares e que as moléculas diatómicas heteronucleares são polares, interpretando essa polaridade com base na distribuição de carga elétrica entre os átomos.

- Identificar ligações polares e apolares com base no tipo de átomos envolvidos na ligação.

- Indicar alguns exemplos de moléculas polares ( $H_2O$ ,  $NH_3$ ) e apolares ( $CO_2$ ,  $CH_4$ ).

- Identificar hidrocarbonetos saturados, insaturados e haloalcanos e, no caso de hidrocarbonetos saturados de cadeia aberta até 6 átomos de carbono, representar a fórmula de estrutura a partir do nome ou escrever o nome a partir da fórmula de estrutura.

- Interpretar e relacionar os parâmetros de ligação, energia e comprimento, para a ligação CC nas moléculas etano, eteno e etino.

- Identificar grupos funcionais (álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos e aminas) em moléculas orgânicas, biomoléculas e fármacos, a partir das suas fórmulas de estrutura.

- Identificar ligações intermoleculares – de hidrogénio e de van der Waals – com base nas características das unidades estruturais.

- Relacionar a miscibilidade ou imiscibilidade de líquidos com as ligações intermoleculares que se estabelecem entre unidades estruturais.

**ESTRUTURA**

**ESCOLA SECUNDÁRIA FRANCISCO RODRIGUES LOBO**

**Ano letivo de 2017/2018**

**Matriz de Regime não Presencial**

**Disciplina de Física e Química A**

**Módulo 1**

**Curso de Ciências e Tecnologias**

**Duração da Prova: 90 minutos**

**(Entrada em vigor a partir do ano letivo de 2015/2016, inclusive)**

- São apresentadas questões de escolha múltipla e ou de associação, de acordo com os conteúdos das unidades temáticas.
- Questões/problemas relativas às unidades temáticas referidas, no âmbito dos conteúdos/objetivos acima enunciados.
- Questões relativas à componente prática no âmbito dos conteúdos/objectivos acima enunciados.
- Nas questões de escolha múltipla o aluno apenas deverá indicar a opção correta, não devendo apresentar cálculos.
- Nas questões de associação deverá apenas ser apresentada a correspondência.
- As restantes questões são de resposta redigida, envolvendo cálculos e/ ou pedidos de justificação, onde o aluno deverá sempre apresentar o raciocínio efetuado.

**CRITÉRIOS DE CORREÇÃO**

- 1- Se a resolução de uma alínea apresenta **erro exclusivamente imputável** à resolução de uma **alínea anterior**, é atribuída, à alínea em questão, **a cotação integral**.
- 2- **A ausência de unidades** ou a indicação de **unidades incorretas**, relativamente à grandeza em questão, **no resultado final**, terá uma **penalização em 1 ponto** sobre o valor total da alínea.
- 3- O aluno **não é penalizado** no caso de indicar **unidades equivalentes** às da resolução proposta.
- 4- Se o aluno apresentar **o raciocínio correto** com os resultados incorretos, devido a erro de cálculo, será **penalizado num ponto**.
- 6- Se o aluno apresentar **resultados fisicamente incoerentes** com os dados do problema terá uma penalização em **um ponto**.

**MATERIAL A UTILIZAR**

- O aluno deve ser portador de material de escrita (tinta azul ou preta), não utilizar qualquer tipo de corretor e não dar respostas a lápis.
- É permitido o uso de máquina de calcular, desde que esta não seja gráfica ou alfanumérica.
- É disponibilizado ao aluno o formulário igual ao do último exame nacional, 715.