

1. ESTRUTURA DA PROVA

Alguns dos itens podem ter como suporte um ou mais documentos, como, por exemplo, textos, figuras, tabelas, gráficos.

A prova inclui itens de seleção (de escolha múltipla) e itens de construção (de resposta curta, de resposta restrita e de cálculo).

A prova permite avaliar as competências, que decorrem dos objetivos gerais enunciados, passíveis de avaliação numa prova escrita de duração limitada.

Essas competências são as seguintes:

- conhecimento /compreensão de conceitos;
- compreensão das relações existentes entre aqueles conceitos e que permitiram estabelecer princípios, leis e teorias;
- aplicação dos conceitos e das relações entre eles a situações e a contextos diversificados;
- seleção, análise, interpretação e avaliação críticas de informação apresentada sob a forma de textos, gráficos, tabelas, etc., sobre situações concretas.
- produção e comunicação de raciocínios demonstrativos em situações e contextos diversificados;
- comunicação de ideias por escrito.

A prova é classificada na escala de 0 a 200 pontos

Cofinanciado por:



UNIÃO EUROPEIA
Fundo Social Europeu

2. CRITÉRIOS GERAIS DE CLASSIFICAÇÃO DA PROVA

As respostas ilegíveis ou que não possam ser claramente identificadas são classificadas com zero pontos.

• Itens de seleção: Escolha múltipla

A cotação total do item só é atribuída às respostas que apresentam de forma inequívoca a única opção correta.

São classificadas com zero pontos as respostas em que é assinalada uma opção incorreta ou mais do que uma opção.

• Itens de construção:

Resposta curta: As respostas são classificadas de acordo com os elementos solicitados e apresentados.

Resposta restrita: a classificação a atribuir traduz a avaliação simultânea das competências específicas da disciplina e das competências de comunicação escrita em língua portuguesa (até 10% da cotação do item).

Cálculo: A classificação das respostas decorre do enquadramento simultâneo da consecução das etapas necessárias à resolução do item, de acordo com os critérios específicos de classificação, e do tipo de erros cometidos.

Erros de tipo 1 – erros de cálculo numérico, transcrição incorreta de dados, conversão incorreta de unidades ou apresentação de unidades incorretas no resultado final, desde que coerentes com a grandeza calculada: penalização de um ponto.

Erros de tipo 2 – erros de cálculo analítico, ausência de conversão de unidades*, ausência de unidades no resultado final, apresentação de unidades incorretas no resultado final não coerentes com a grandeza calculada e outros erros que não possam ser considerados de tipo 1: penalização de dois pontos.

* Qualquer que seja o número de conversões de unidades não efetuadas, contabiliza-se apenas como um erro de tipo 2.

O examinado deve respeitar sempre a instrução relativa à apresentação de todas as etapas de resolução, devendo explicitar todos os cálculos que tiver de efetuar, assim como apresentar todas as justificações e/ou conclusões eventualmente solicitadas.

3. MATERIAL A UTILIZAR

Caneta ou esferográfica de tinta indelével, azul ou preta. Não é permitido o uso de corretor.

Só pode ser utilizada uma máquina de calcular não alfanumérica e não programável.

Cofinanciado por:



UNIÃO EUROPEIA
Fundo Social Europeu

4. CONTEÚDOS/OBJETIVOS ABORDADOS NO MÓDULO

Conteúdos	Objetivos
<p>1. Estrutura atómica</p> <p>1.1. Elementos químicos: constituição, isótopos e massa atómica relativa</p> <p>1.2. Modelo atómico atual simplificado</p> <p>2. Tabela Periódica</p> <p>2.1 Tabela Periódica: evolução e organização atual</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Assumir o conceito de átomo como central para a explicação da existência das moléculas e dos iões. • Descrever a composição do átomo em termos das partículas que o constituem: protões, neutrões e eletrões. • Caracterizar cada uma das partículas sub-atómicas em termos de carga elétrica. • Referir que a massa do próton é praticamente igual à massa do neutrão, sendo a massa do eletrão desprezável. • Referir que o átomo é eletricamente neutro, por ter igual número de protões (carga positiva) e de eletrões (carga negativa). • Caracterizar um elemento químico pelo número atómico, pelo número de massa e pela sua representação simbólica: símbolo químico. • Reconhecer a existência de átomos do mesmo elemento químico com número diferente de neutrões e que são designados por isótopos. • Caracterizar um elemento químico através da massa atómica relativa para a qual contribuem as massas isotópicas relativas e as respetivas abundâncias dos seus isótopos naturais. • Interpretar a carga de um ião monoatómico como a diferença entre o número de eletrões que possui e o número atómico do respetivo átomo. • Distinguir entre propriedades dos elementos e propriedades das substâncias elementares correspondentes. • Descrever o modelo atual muito simplificado para o átomo (núcleo e nuvem eletrónica). • Reconhecer a existência de níveis de energia diferentes para os eletrões. • Associar aos diferentes níveis de energia as designações K, L M, N. ... (ou $n=1$, $n=2$, ...). • Referir que o número máximo de eletrões que podem existir em cada nível obedece à relação n° de eletrões $=2n^2$, não podendo a última camada conter mais de oito eletrões. • Associar a representação de Lewis à notação em que o símbolo do elemento que representa o núcleo do átomo (no hidrogénio e no hélio) ou o núcleo e os eletrões do cerne surge rodeado por pontos ou cruces em número igual ao número de eletrões periféricos. • Utilizar a notação de Lewis para os elementos representativos (até $Z=23$). • Referir a necessidade, sentida por vários cientistas, de organizar os elementos conhecidos em tabelas, de modo a salientar propriedades comuns. • Conhecer a organização atual da Tabela Periódica (cuja origem é devida a Mendeleev), em dezoito grupos e sete períodos. • Classificar os elementos em representativos e de transição.

Cofinanciado por:



UNIÃO EUROPEIA
Fundo Social Europeu

Conteúdos	Objetivos
<p>2.2. Localização dos elementos na Tabela Periódica: período e grupo</p> <p>2.3. Variação do raio atómico e da energia de ionização dos elementos na Tabela Periódica</p> <p>2.4. Propriedades dos elementos e propriedades das substâncias elementares</p> <p>3. Estrutura molecular - ligação química</p> <p>3.1 Ligação química: modelo de ligação covalente</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Descrever a disposição dos elementos químicos, na Tabela Periódica, por ordem crescente do número atómico, assumindo que o conjunto dos elementos dispostos na mesma linha pertencem ao mesmo período e que o conjunto dos elementos dispostos na mesma coluna pertencem ao mesmo grupo (numerados de 1 a 18). • Relacionar a posição (grupo e período) dos elementos representativos na Tabela Periódica com as respetivas distribuições eletrónicas. • Reconhecer a periodicidade de algumas propriedades físicas e químicas dos elementos. • Associar a expressão "raio atómico" de um elemento ao raio de uma esfera representativa de um átomo isolado desse elemento. • Associar energia de ionização à energia necessária para retirar uma mole de eletrões a uma mole de átomos, no estado fundamental e gasoso, e que se exprime, habitualmente, em kJ mol⁻¹ • Interpretar a variação do raio atómico e da energia de ionização dos elementos representativos, ao longo de um período e ao longo de um grupo, com o número atómico. • Interpretar informações contidas na Tabela Periódica em termos das que se referem aos elementos e das respeitantes às substâncias elementares correspondentes. • Interpretar a ligação química covalente entre dois átomos como uma ligação na qual dois (ou mais) eletrões são partilhados por eles. • Reconhecer que, numa ligação covalente, cada eletrão partilhado é atraído por ambos os núcleos, conferindo estabilidade à ligação. • Utilizar a representação de Lewis para simbolizar a estrutura de moléculas simples, envolvendo apenas elementos representativos (estrutura de Lewis). • Utilizar a regra do octeto de Lewis no estabelecimento de fórmulas de estrutura de moléculas como O₂, N₂, F₂, H₂O, CO₂, NH₃ entre outras, envolvendo elementos do 1º e 2º períodos. • Referir que nem todos os eletrões periféricos (de valência) estão envolvidos na ligação química, sendo designados por eletrões não-ligantes. • Associar ligação covalente simples, dupla e tripla, à partilha de um par de eletrões, de dois pares e de três pares, respetivamente, pelos dois átomos ligados. • Associar ordem de ligação ao número de pares de eletrões envolvidos nessa ligação. • Associar comprimento de ligação à distância média entre os dois núcleos de dois átomos ligados numa molécula. • Definir eletronegatividade como a tendência de um átomo numa ligação para atrair a si os eletrões que formam essa ligação química. • Referir a existência de várias tabelas com valores de eletronegatividade, sendo a mais utilizada a escala de Pauling. • Associar molécula polar a uma molécula em que existe uma distribuição de carga assimétrica. • Associar molécula apolar a uma molécula em que existe uma distribuição de carga simétrica. • Associar energia de uma ligação covalente (energia de ligação) à energia que se liberta quando a ligação se forma (estando os átomos no estado gasoso e fundamental). • Referir que a energia de ligação é, geralmente, simétrica da energia de dissociação. • Relacionar energia de ligação com ordem de ligação e com comprimento de ligação para moléculas diatómicas. • Associar geometria molecular ao arranjo tridimensional dos átomos numa molécula, designando-se a respetiva fórmula por fórmula estereoquímica.

Cofinanciado por:



UNIÃO EUROPEIA
Fundo Social Europeu

Conteúdos	Objetivos
<p>3.2. Ligação química: modelo de ligação iónica</p> <p>3.3. Ligação química: modelo de ligação metálica</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Referir que a geometria de uma molécula é aquela que minimiza a repulsão entre todos os pares eletrónicos de valência (teoria da repulsão dos pares eletrónicos de valência). • Associar ângulo de ligação ao menor dos ângulos definidos por duas ligações covalentes a um mesmo átomo. • Referir as geometrias linear, triangular plana, piramidal trigonal e tetraédrica com as mais vulgares. • Utilizar a notação de Lewis para representar iões monoatômicos e poliatômicos simples. <ul style="list-style-type: none"> • Interpretar a ligação iónica como resultante de forças elétricas de atração entre iões de sinais contrários. • Referir que, nas condições padrão, todos os compostos iónicos são sólidos cristalinos, sendo a estabilidade global de um composto iónico resultante das interações de todos os iões e não apenas da interação entre um anião e um catião. • Referir que para os compostos iónicos a fórmula química traduz apenas a proporção entre os iões e consequente eletroneutralidade do composto e que não corresponde a nenhuma unidade estrutural mínima. <ul style="list-style-type: none"> • Referir que a estrutura de um metal corresponde a um arranjo ordenado de iões positivos imersos num mar de eletrões de valência deslocalizados (não rigidamente atraídos a um mesmo ião positivo).

Cofinanciado por:



UNIÃO EUROPEIA
Fundo Social Europeu