

**Matriz do Teste de Avaliação de Física e Química A – 10º Ano**

**2 de fevereiro de 2018**

**120 minutos**

### **Objeto de avaliação**

O teste tem por referência as metas curriculares definidas para o 10.º ano do ensino secundário da disciplina de Física e Química A, incidindo sobre os subdomínios: “Massa e tamanho dos átomos”, “Energia dos eletrões nos átomos”, “Tabela periódica”, “Ligação química”, “Gases e dispersões” e “Transformações químicas”.

O teste permite avaliar a aprendizagem passível de avaliação numa prova escrita de duração limitada, enquadrada por um conjunto de capacidades, nomeadamente:

- conhecimento / compreensão de conceitos (de Física e de Química, incluídos no Programa da disciplina);
- 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, de gráficos, de tabelas, entre outros suportes, sobre situações concretas de natureza diversa;
- produção e comunicação de raciocínios demonstrativos em situações e contextos diversificados;
- comunicação de ideias por escrito.

### **Metas curriculares a avaliar**

#### **Domínio: Elementos químicos e sua organização**

##### **1. Massa e tamanho dos átomos**

1. Consolidar e ampliar conhecimentos sobre elementos químicos e dimensões à escala atómica.
  - 1.1 Descrever a constituição de átomos com base no número atómico, no número de massa e na definição de isótopos.
  - 1.2 Determinar a ordem de grandeza de um número relacionando tamanhos de diferentes estruturas na Natureza (por exemplo, célula, ser humano, Terra e Sol) numa escala de comprimentos.
  - 1.3 Comparar ordens de grandeza de distâncias e tamanhos à escala atómica a partir, por exemplo, de imagens de microscopia de alta resolução, justificando o uso de unidades adequadas.
  - 1.4 Associar a nanotecnologia à manipulação da matéria à escala atómica e molecular e identificar algumas das suas aplicações com base em informação selecionada.

- 1.5 Indicar que o valor de referência usado como padrão para a massa relativa dos átomos e das moléculas é  $1/12$  da massa do átomo de carbono-12.
- 1.6 Interpretar o significado de massa atômica 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.
- 1.7 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.
- 1.8 Relacionar o número de entidades numa dada amostra com a quantidade de matéria nela presente, identificando a constante de Avogadro como constante de proporcionalidade.
- 1.9 Calcular massas molares a partir de tabelas de massas atômicas relativas (médias).
- 1.10 Relacionar a massa de uma amostra e a quantidade de matéria com a massa molar.
- 1.11 Determinar composições quantitativas em fração molar e em fração mássica, e relacionar estas duas grandezas.

## 2. Energia dos elétrons nos átomos

*Reconhecer que a energia dos elétrons nos átomos pode ser alterada por absorção ou emissão de energias bem definidas, correspondendo a cada elemento um espectro atômico característico, e que os elétrons nos átomos se podem considerar distribuídos por níveis e subníveis de energia.*

- 2.11 Indicar que a energia dos elétrons nos átomos inclui o efeito das atrações entre os elétrons e o núcleo, por as suas cargas serem de sinais contrários, e das repulsões entre os elétrons, por as suas cargas serem do mesmo sinal.
- 2.12 Associar a nuvem eletrônica a uma representação da densidade da distribuição de elétrons à volta do núcleo atômico, correspondendo as regiões mais densas a maior probabilidade de aí encontrar elétrons.
- 2.13 Concluir, a partir de valores de energia de remoção eletrônica, obtidas por espectroscopia fotoeletrônica, que átomos de elementos diferentes têm valores diferentes da energia dos elétrons.
- 2.14 Interpretar valores de energias de remoção eletrônica, obtidos por espectroscopia fotoeletrônica, concluindo que os elétrons se podem distribuir por níveis de energia e subníveis de energia.
- 2.15 Indicar que os elétrons possuem, além de massa e carga, uma propriedade quantizada denominada spin que permite dois estados diferentes.
- 2.16 Associar orbital atômica à função que representa a distribuição no espaço de um elétron no modelo quântico do átomo.
- 2.17 Identificar as orbitais atômicas s, p e d, com base em representações da densidade eletrônica que lhes está associada e distingui-las quanto ao número e à forma.
- 2.18 Indicar que cada orbital pode estar associada, no máximo, a dois elétrons, com spin diferente, relacionando esse resultado com o princípio de Pauli.

2.19 Concluir, a partir de valores de energia de remoção eletrônica, obtidas por espectroscopia fotoeletrônica, que orbitais de um mesmo subnível np, ou nd, têm a mesma energia.

2.20 Estabelecer as configurações eletrônicas dos átomos, utilizando a notação spd, para elementos até Z = 23, atendendo ao Princípio da Construção, ao Princípio da Exclusão de Pauli e à maximização do número de elétrons desemparelhados em orbitais degeneradas.

### 3. Tabela Periódica

*Reconhecer na Tabela Periódica um meio organizador de informação sobre elementos químicos e respectivas substâncias elementares e compreender que a estrutura eletrônica dos átomos determina as propriedades dos elementos.*

3.1 Identificar marcos históricos relevantes no estabelecimento da Tabela Periódica atual.

3.2 Interpretar a organização da Tabela Periódica com base em períodos, grupos e blocos e relacionar a configuração eletrônica dos átomos dos elementos com a sua posição relativa na Tabela Periódica.

3.3 Identificar a energia de ionização e o raio atômico como propriedades periódicas dos elementos.

3.4 Distinguir entre propriedades de um elemento e propriedades da(s) substância(s) elementar(es) correspondentes.

3.5 Comparar raios atômicos e energias de ionização de diferentes elementos químicos com base nas suas posições relativas na Tabela Periódica.

3.6 Interpretar a tendência geral para o aumento da energia de ionização e para a diminuição do raio atômico observados ao longo de um período da Tabela Periódica.

3.7 Interpretar a tendência geral para a diminuição da energia de ionização e para o aumento do raio atômico observados ao longo de um grupo da Tabela Periódica.

3.8 Explicar a formação dos íons mais estáveis de metais e de não-metals.

3.9 Justificar a baixa reatividade dos gases nobres.

### Domínio: Propriedades e transformações da matéria

#### 1. Ligação química

*Compreender que as propriedades das moléculas e materiais são determinadas pelo tipo de átomos, pela energia das ligações e pela geometria das moléculas.*

1.1 Indicar que um sistema de dois ou mais átomos pode adquirir maior estabilidade através da formação de ligações químicas.

1.2 Interpretar as interações entre átomos através das forças de atração entre núcleos e elétrons, forças de repulsão entre elétrons e forças de repulsão entre núcleos.

1.3 Interpretar gráficos da energia em função da distância internuclear durante a formação de uma molécula diatômica identificando o predomínio das repulsões a curta distância e o predomínio das atrações a longas distâncias, sendo estas distâncias respectivamente menores e maiores do que a distância de equilíbrio.

1.4 Indicar que os átomos podem partilhar elétrons formando ligações covalentes (partilha localizada de elétrons de valência), ligações iônicas (transferência de elétrons entre átomos originando estruturas com caráter iônico) e ligações metálicas (partilha de elétrons de valência deslocalizados por todos os átomos).

- 1.5 Associar as ligações químicas em que não há partilha significativa de elétrons a ligações intermoleculares.
- 1.6 Interpretar a ocorrência de ligações covalentes simples, duplas ou triplas em  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$  e  $F_2$ , segundo o modelo de Lewis.
- 1.7 Representar, com base na regra do octeto, as fórmulas de estrutura de Lewis de moléculas como  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$  e  $CO_2$ .
- 1.8 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 elétrons de valência.
- 1.9 Prever a geometria molecular, com base no modelo da repulsão dos pares de elétrons de valência, em moléculas como  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$  e  $CO_2$ .
- 1.10 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  $HBr$ ).
- 1.11 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.
- 1.12 Identificar ligações polares e apolares com base no tipo de átomos envolvidos na ligação.
- 1.13 Indicar alguns exemplos de moléculas polares e apolares.

## 2. Gases e dispersões

*Reconhecer que muitos materiais se apresentam na forma de dispersões que podem ser caracterizadas quanto à sua composição.*

- 2.1 Definir volume molar e, a partir da Lei de Avogadro, concluir que tem o mesmo valor para todos os gases à mesma pressão e temperatura.
- 2.2 Relacionar a massa de uma amostra gasosa e a quantidade de matéria com o volume molar, definidas as condições de pressão e temperatura.
- 2.3 Relacionar a massa volúmica de uma substância gasosa com a sua massa molar e volume molar.
- 2.4 Descrever a composição da troposfera terrestre, realçando  $N_2$  e  $O_2$  como os seus componentes mais abundantes.
- 2.5 Indicar poluentes gasosos na troposfera e identificar as respetivas fontes.
- 2.6 Distinguir solução, dispersão coloidal e suspensão com base na ordem de grandeza da dimensão das partículas constituintes.
- 2.7 Descrever a atmosfera terrestre como uma solução gasosa, na qual também se encontram coloides e suspensões de matéria particulada.
- 2.8 Determinar a composição quantitativa de soluções aquosas e gasosas (como, por exemplo, a atmosfera terrestre), em concentração, concentração em massa, fração molar, percentagem em massa e em volume e partes por milhão, e estabelecer correspondências adequadas.

## 3. Transformações químicas

*Compreender os fundamentos das reações químicas, incluindo reações fotoquímicas, do ponto de vista energético e da ligação química.*

- 3.1 Interpretar uma reação química como resultado de um processo em que ocorre rutura e formação de ligações químicas.
- 3.2 Interpretar a formação de ligações químicas como um processo exoenergético e a rutura como um processo endoenergético.
- 3.3 Classificar reações químicas em exotérmicas ou em endotérmicas como aquelas que, num sistema isolado, ocorrem, respetivamente, com aumento ou diminuição de temperatura.
- 3.4 Interpretar a energia da reação como o balanço energético entre a energia envolvida na rutura e na formação de ligações químicas, designá-la por variação de entalpia para transformações a pressão constante, e interpretar o seu sinal (positivo ou negativo).
- 3.5 Interpretar representações da energia envolvida numa reação química relacionando a energia dos reagentes e dos produtos e a variação de entalpia.
- 3.6 Determinar a variação de entalpia de uma reação química a partir das energias de ligação e a energia de ligação a partir da variação de entalpia e de outras energias de ligação.

### Caracterização do teste

- São disponibilizadas duas versões do teste (Versão 1 e Versão 2).
- O teste está organizado por grupos de itens.
- Os itens/grupos de itens podem ter como suporte um ou mais documentos, como, por exemplo, textos, tabelas, gráficos, fotografias e esquemas.
- O teste reflete uma visão integradora e articulada dos diferentes conteúdos programáticos da disciplina.
- Alguns dos itens/grupos de itens podem envolver a mobilização de conteúdos relativos a mais do que uma das unidades do Programa.
- A sequência dos itens pode não corresponder à sequência da apresentação das unidades do Programa.
- Alguns dos itens podem incidir na aprendizagem feita no âmbito das atividades laboratoriais previstas no Programa da disciplina.
- Nos itens de seleção, apenas de escolha múltipla, o aluno deve selecionar a opção correta, de entre todas as opções que lhe são apresentadas.
- Nos itens de Verdadeiro/Falso, o aluno deve escrever na sua folha de resposta um **V** para as afirmações que considerar Verdadeiras e um **F** para as afirmações que considerar Falsas, não transcrevendo as afirmações. Nestes itens, serão anuladas as respostas que indiquem todas as opções como verdadeiras ou como falsas.
- Nos itens de construção, as respostas podem resumir-se, por exemplo, a uma palavra, a uma expressão, a uma frase, a um número, a uma equação ou a uma fórmula (itens de resposta curta); ou podem envolver a apresentação, por exemplo, de uma explicação, de uma previsão, de uma justificação e/ou de uma conclusão; também podem implicar a apresentação de cálculos e de justificações e/ou de conclusões (itens de resposta restrita).
- O teste pode incluir uma tabela de constantes e/ou uma tabela periódica.

### Documentos de Suporte

- Manual
- Caderno Diário
- Caderno de atividades
- Fichas de trabalho

### Observações

- Os alunos respondem em folha de teste normalizada.
- Sugere-se a realização dos exercícios do manual e do caderno de atividades.
- Sugere-se a leitura do manual e do caderno diário.
- Sugere-se a realização de esquemas síntese para uma melhor compreensão da matéria.
- Para a realização do teste de avaliação é necessário máquina de calcular e régua.