

**PROVA DE AVALIAÇÃO DA CAPACIDADE PARA FREQUÊNCIA DOS CURSOS SUPERIORES
DO INSTITUTO POLITÉCNICO DE BEJA**

PROVA ESPECÍFICA DE QUÍMICA

JURI RESPONSÁVEL:

Maria Adelaide Araújo Almeida - Presidente

Ana Cristina Diniz Vicente Pardal

Maria Teresa Borralho Marques dos Carvalhos

CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS:

1. Estrutura da matéria

1.1. Elementos, átomos e iões

1.1.1 Identificar os componentes básicos de um átomo: eletrões, protões e neutrões e sua disposição dentro do átomo;

1.1.2 Definir nº atómico, nº de massa e massa atómica;

1.1.3 Distinguir entre átomos, isótopos e elementos;

1.1.4 Relacionar a configuração eletrónica de valência dos elementos representativos com a sua disposição na tabela periódica;

1.1.5 Identificar quantidade de substância (n) cuja unidade é a mole;

1.1.6 Associar massa molar, expressa em gramas por mole, à massa de uma mole de partículas (átomos, moléculas, iões) numericamente igual à massa atómica relativa ou à massa molar relativa;

1.1.7 Representar estruturas de Lewis para os elementos representativos.

1.2. Compostos covalentes e compostos iónicos

1.2.1 Aplicar a regra do octeto para explicar a formação de compostos covalentes e iónicos;

1.2.2 Interpretar uma fórmula química;

1.2.3 Representar moléculas simples através de fórmulas estruturais de Lewis;

1.2.4 Distinguir entre compostos iónicos e covalentes e enunciar exemplos de ambos os tipos.

1.3 Ligações intermoleculares

1.3.1 Distinguir entre molécula polar e carregada;

1.3.2 A partir da polaridade e/ou carga das moléculas, saber identificar e dar exemplos de: ligações dipolo-dipolo, ligações por pontes de hidrogénio, ião-dipolo e ião-ião;

1.3.3 Relacionar os dipolos instantâneos com as forças de London entre moléculas apolares.

2. Soluções

2.1 Composição qualitativa de uma solução

2.1.1 Associar solução à mistura homogénea de duas ou mais substâncias (solvente e soluto);

2.1.2 Classificar as soluções em sólidas, líquidas e gasosas, de acordo com o estado físico que apresentam à temperatura ambiente, exemplificando;

2.1.3 Associar solvente ao componente da mistura que apresenta o mesmo estado físico da solução ou o componente com maior quantidade de substância presente;

2.1.4 Associar solubilidade de um soluto num solvente, a uma determinada temperatura, à quantidade máxima de soluto que é possível dissolver numa certa quantidade de solvente;

2.1.5 Definir solução não saturada, a uma determinada temperatura, como aquela solução em que, ao adicionar um pouco mais de soluto, este se dissolve, após agitação;

2.1.6 Definir solução não saturada, a uma determinada temperatura, como aquela solução em que, ao adicionar um pouco mais de soluto, este não se dissolve, mesmo após agitação.

2.2 Composição quantitativa de uma solução

2.2.1 Descrever a composição quantitativa de uma solução em termos de concentração mássica, percentagens em volume, em massa e em massa/volume;

2.2.2 Associar às diferentes maneiras de exprimir composição quantitativa de soluções as unidades correspondentes ao Sistema Internacional (SI) e outras mais vulgarmente utilizadas.

2.3 Diluições

2.3.1 Distinguir solução concentrada de solução diluída em termos de quantidade de soluto por unidade de volume de solução;

2.3.2 Associar fator de diluição à razão entre o volume final da solução e o volume inicial da amostra, ou à razão entre a concentração inicial e a concentração final da solução.

3. Reações Químicas

3.1 Aspectos qualitativos de uma reação química

3.1.1 Identificar a ocorrência de uma reação química pela formação de substância(s) que não existia(m) antes (produtos da reação);

3.1.2 Representar, simbolicamente, reações químicas através de equações químicas;

3.1.3 Realizar a leitura da equação química em termos de moles e massas;

3.1.4 Aplicar a nomenclatura da IUPAC a compostos inorgânicos (óxidos, hidróxidos, ácidos e sais).

3.2 Aspectos quantitativos de uma reação química

3.2.1 Interpretar a conservação da massa numa reação (Lei de Lavoisier – a massa do sistema mantém-se antes e após a reação);

3.2.2 Reconhecer que uma reação química traduz a conservação do número de átomos;

3.2.3 Aplicar a lei da conservação da massa para o acerto de uma equação química;

3.2.4 Estabelecer, numa reação química, relações entre as várias quantidades de reagentes e produtos da reação, em termos de massa e de quantidade de substância;

3.2.5 Reconhecer que, numa reação química, nem sempre as quantidades relativas de reagentes obedecem às proporções estequiométricas, havendo, por isso, um reagente limitante e outro(s) em excesso;

3.2.6 Caracterizar o reagente limitante de uma reação como aquele cuja quantidade condiciona a quantidade de produtos formados;

3.2.7 Caracterizar o reagente em excesso como aquele cuja quantidade presente na mistura reacional é superior à prevista pela proporção estequiométrica;

3.2.8 Reconhecer que, embora haja reações químicas completas (no sentido em que se esgota pelo menos um dos reagentes), há outras que o não são;

3.2.9 Explicitar que, numa reação química, a quantidade obtida para o(s) produto(s) nem sempre é igual à teoricamente esperada, o que conduz a um rendimento de reação inferior a 100%;

3.2.10 Identificar o rendimento de uma reação como o quociente entre a massa, ou a quantidade de substância, efetivamente obtida de um dado produto, e a massa, ou a quantidade de substância, que seria obtida desse produto, se a reação fosse completa.

4. Equilíbrio Químico

4.1 Aspectos qualitativos do equilíbrio químico

4.1.1 Interpretar a ocorrência de reações químicas incompletas em termos moleculares como a ocorrência simultânea das reações direta e inversa, em sistema fechado;

4.1.2 Interpretar uma reação reversível como uma reação em que os reagentes formam os produtos da reação, que as suas concentrações vão diminuindo não se esgotando e em que, simultaneamente, os produtos da reação reagem entre si para originar os reagentes;

4.1.3 Representar uma reação reversível pela notação de duas setas com sentidos opostos (\rightleftharpoons) a separar as representações simbólicas dos intervenientes na reação;

4.1.4 Identificar reação direta como a reação em que, na equação química, os reagentes se representam à esquerda das setas e os produtos à direita das mesmas e a reação inversa aquela em que, na equação química, os reagentes se representam à direita das setas e os produtos à esquerda das mesmas (convenção);

4.1.5 Associar estado de equilíbrio a todo o estado do sistema em que, macroscopicamente, não se registam variações de propriedades físico-químicas;

4.1.6 Caracterizar estado de equilíbrio químico como uma situação dinâmica em que há conservação da concentração de cada um dos componentes da mistura reacional, no tempo;

4.1.7 Interpretar gráficos que traduzem a variação da concentração em função do tempo, para cada um dos componentes de uma mistura reacional;

4.1.8 Associar equilíbrio químico homogéneo ao estado de equilíbrio que se verifica numa mistura reacional com uma só fase.

4.2 Equilíbrios e desequilíbrios de um sistema reacional

4.2.1 Identificar os fatores que influenciam o estado de equilíbrio (temperatura, concentração e pressão);

4.2.2 Enunciar e aplicar o Princípio de Le Châtelier.

4.3 Aspectos quantitativos do equilíbrio químico

4.3.1 Escrever as expressões matemáticas que traduzem a constante de equilíbrio em termos da concentração (K_c);

4.3.2 Traduzir quociente da reação (Q), através de expressões idênticas às de K_c , em que as concentrações dos componentes da mistura reacional são avaliados em situações de não equilíbrio;

4.3.3 Comparar valores de Q com valores conhecidos de K_c para prever o sentido da progressão da reação relativamente a um estado de equilíbrio;

4.3.4 Relacionar a extensão de uma reação com os valores de K_c dessa reação.

5. Reações Ácido-Base

5.1 Comportamento de ácidos e bases em solução aquosa

5.1.1 Interpretar os conceitos de ácido e base de acordo com a teoria de Arrhenius;

5.1.2 Interpretar os conceitos de ácido e base de acordo com a teoria protónica de Brønsted-Lowry.

5.2 Equilíbrio ácido-base

5.2.1 Constantes de acidez, K_a , e constantes de basicidade, K_b ;

5.2.2 Interpretar a reação entre um ácido e uma base em termos de troca protónica;

5.2.3 Interpretar, em termos de equilíbrio químico, a reação de ionização de um ácido (ou de uma base);

5.2.4 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;

5.2.5 Resolver exercícios numéricos para aplicação de conhecimentos sobre equilíbrio ácido-base.

5.3 Força relativa de ácidos e bases

5.3.1 Relacionar os valores das constantes de ionização (K_a) de ácidos distintos com a extensão das respetivas ionizações;

5.3.2 Associar o conceito de ácido forte e de base forte à extensão das respetivas ionizações (ou dissociação) e ao valor muito elevado das respetivas constantes de acidez ou de basicidade;

5.3.3 Comparar a extensão da ionização de um ácido (K_a) com a extensão da ionização da respetiva base conjugada (K_b);

5.3.4 Relacionar, para um dado par conjugado ácido-base, o valor das constantes K_a e K_b ;

5.3.5 Resolver exercícios numéricos de determinação do pH de soluções aquosas de ácidos fortes e fracos e de bases fortes e fracas.

5.4 Escala de pH

5.4.1 Reconhecer que uma solução é neutra, a qualquer temperatura, se a concentração do ião hidrónio for igual à concentração do ião hidroxilo;

5.4.2 Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniónica de uma solução e o seu valor de pH através da expressão matemática: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$;

5.4.3 Relacionar quantitativamente a concentração de iões hidróxido de uma solução e o seu valor de pOH através da expressão matemática: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$;

5.4.4 Utilizar o valor de pH de uma solução para a classificar como ácida, alcalina ou neutra (Escala Sorensen);

6. Reações de Oxidação-Redução e Electroquímica

6.1 Reações de oxidação-redução. Semi-reações;

6.1.1 Número de oxidação;

6.1.2 Regras para o acerto de equações de oxidação-redução - Método da Semi-Reação;

6.2 Células Electroquímicas. Células Galvânicas ou Pilhas;

6.2.1 Notação das Pilhas. Potenciais Padrão do Eléctrodo;

6.2.3 Força eletromotriz (f.e.m.) padrão duma pilha e Equação de Nernst.

7. Química Orgânica

7.1 Compostos orgânicos; natureza e importância

7.1.1 Definir compostos orgânicos;

7.1.2 Argumentar a favor da importância dos compostos orgânicos naturais e sintéticos;

7.1.3 Relacionar a enorme variedade de compostos orgânicos com as propriedades de ligação do átomo de carbono.

7.2 Famílias de compostos orgânicos

7.2.1 Relacionar a fórmula de estrutura de hidrocarbonetos com a sua subfamília: alcanos, alcenos, alcinos e compostos aromáticos;

7.2.2 Relacionar a designação de um hidrocarboneto com a subfamília a que pertence;

7.2.3 Enunciar exemplos de hidrocarbonetos e sua aplicação corrente;

7.2.4 Definir grupo funcional;

7.2.5 Relacionar a fórmula de estrutura de vários compostos orgânicos com a sua família: álcoois, éteres, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, aminas e amidas.

7.2.6 Relacionar a designação de um composto orgânico com o seu grupo funcional e família a que pertence.

BIBLIOGRAFIA PRINCIPAL

Chang, R. and Overby, J. (2022). Chemistry. 14th Edition, McGraw Hill. Education.

Simões, J.A.M., Castanho, M.A.R.B., Lampreia, I.M.S., Santos, F.J.V., Castro, C.A.N., Norberto, M.F., Pamplona, M.T., Mira, L., Meireles, M.M. (2017). Guia do Laboratório de Química e Bioquímica, 3ª Edição, Lidel. Lisboa.

Russell, J.B. (2000). Química Geral. 2ª Edição, Makron Books, 2 Volumes. São Paulo.

Chang, R. e Overby, J. (2013), Química (tradução portuguesa de Chemistry), 11ª Edição, McGraw Hill,

Atkins P., Jones, L. e Freeman, L. (2016). Chemical Principles, The quest for insight. 7th edition W.H.Freeman & Co Ltd

Graham Solomons, T. W., Fryhle, C. B., Snyder, S. A. (2017). Organic Chemistry. John Wiley & Sons, 12th Ed.,

Goldberg, D.E. (2011). 3,000 Solved Problems In Chemistry (Schaum's Outlines). 1ª Edição, McGraw-Hill Education.

MATERIAL NECESSÁRIO/A UTILIZAR: Calculadora científica

DURAÇÃO DA PROVA: 1 HORA E 30 MIN

Revisto em: __15__ / __03__ / __2025__