

Matriz de prova de recuperação – junho 2020

Tipo/Nível de Ensino: Ensino Profissional

Disciplina: Física e Química

Módulo: Módulo 7 – Q4. Equilíbrio Ácido-Base

TIPOLOGIA DE PROVA

- Prova escrita
- Prova prática

CARACTERIZAÇÃO DA PROVA

- Os itens podem ter como suporte um ou mais documentos, como, por exemplo: tabelas, figuras e gráficos.
- A prova é constituída por questões de escolha múltipla, de resposta curta, de resposta elaborada e problemas de cálculo.
- A prova é cotada para 200 pontos.

DURAÇÃO

- A prova tem a duração de 90 minutos.

MATERIAL

- Caneta ou esferográfica de tinta azul ou preta.
- É permitido o uso de calculadora científica.
- É interdito o uso de «esferográfica-lápis» e de corretor.

CRITÉRIOS DE AVALIAÇÃO

- As respostas incorretas são classificadas com zero pontos.
 - É atribuída a classificação de zero pontos às respostas em que o aluno apresente ambiguidade e/ou a ilegibilidade da resposta.
- O aluno deve:
 - Para cada resposta, identificar o grupo e o item.
 - Apresentar as respostas de forma legível.
 - Apresentar apenas uma resposta para cada item.

CONTEÚDOS/COMPETÊNCIAS

Módulo 7 – Q4. Equilíbrio Ácido-Base

1. Ácidos e bases na natureza: a chuva e a chuva ácida

1.1. A água da chuva e a água da chuva ácida: composição química e pH

- ✓ Caracterizar a composição química média da água da chuva normal.

- ✓ Distinguir água de chuva “normal” de água de chuva ácida quanto ao valor de pH, tendo como referência $\text{pH}=5,6$ (limite mínimo do pH da água da chuva “normal”), à temperatura de 25°C .
- ✓ Relacionar o valor 5,6 do pH da água da precipitação natural com a presença de dióxido de carbono na atmosfera.
- ✓ Relacionar o valor inferior a 5,6 do pH da água da chuva ácida com a presença, na atmosfera, de poluentes (SO_x , NO_x e outros).
- ✓ Associar a maior parte das emissões de óxidos de enxofre e de azoto às emissões provenientes de centrais termoelétricas e de indústrias que utilizam o gás natural, o fuel e o carvão.
- ✓ Utilizar o valor de pH de uma solução para a classificar como ácida, alcalina ou neutra.
- ✓ Explicitar o significado de escala Sørensen quanto às condições de definição e aos limites da sua aplicação.

1.2. A água destilada e a água pura.

- ✓ Explicitar o significado de água “quimicamente” pura e confrontá-lo com o conceito de substância (pura).
- ✓ Explicitar o significado de água destilada e água bidestilada e confrontá-lo com o conceito de água “quimicamente” pura.

2. Ácidos e bases de acordo com a teoria protónica de Brønsted-Lowry

2.1. Perspetiva histórica dos conceitos ácido e base

- ✓ Explicar, segundo uma perspetiva histórica, as limitações dos diferentes conceitos de ácido e base.

2.2. Produtos do quotidiano e os ácidos e bases segundo a teoria protónica (Brønsted-Lowry)

- ✓ Interpretar os conceitos de ácido e de base segundo a teoria protónica de Brønsted-Lowry.

3. Ionização e dissociação

3.1. Reações de ionização/dissociação

- ✓ Explicitar os significados de ionização (de ácidos e de algumas bases) e de dissociação (de um hidróxido e de um sal)
- ✓ Diferenciar reação de ionização de “reação” de dissociação
- ✓ Interpretar a estrutura de sais em termos das ligações químicas neles existentes.

4. Auto-ionização da água

4.1. Constante de equilíbrio para a reação de ionização da água: produto iónico da água $-K_w$.

- ✓ Caracterizar o fenómeno da auto-ionização da água em termos da sua extensão e das espécies químicas envolvidas
- ✓ Estabelecer as relações existentes, qualitativas e quantitativas (K_w), entre a concentração do ião hidrónio e a concentração do ião hidroxilo, resultantes da auto-ionização da água, para diferentes temperaturas
- ✓ Explicitar o efeito da variação da temperatura na auto-ionização da água e, conseqüentemente, no valor do pH com base na Lei de Le Châtelier
- ✓ Estabelecer, a partir do valor de K_w a uma determinada temperatura, a relação entre pH e pHO.

4.2. Relação entre as concentrações de ião hidrónio e de ião hidroxilo: o pH e o pHO

- ✓ Reconhecer que uma solução é neutra, a qualquer temperatura, se a concentração do ião hidrónio for igual à concentração do ião hidroxilo
- ✓ Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniónica de uma solução e o seu valor de pH através da expressão matemática $\text{pH} = -\log[H_3O^+]$
- ✓ Discutir, para uma solução e qualquer que seja o valor do pH, a acidez e alcalinidade relativas.

5. Equilíbrio de ácido-base

5.1. Constante de acidez, K_a , e constante de basicidade, K_b

- ✓ Interpretar a reação entre um ácido e uma base em termos de troca protónica.
- ✓ Interpretar, em termos de equilíbrio químico, a reação de ionização de um ácido (ou de uma base).

- ✓ 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.
- ✓ Interpretar o significado de espécie química anfotérica e exemplificar.
- ✓ Identificar a natureza especial da água como substância anfotérica através da escrita da equação de equilíbrio para a reação de auto-ionização da água.

5.2. Força relativa de ácidos e de bases

- ✓ Relacionar os valores das constantes de ionização (K_a) de ácidos distintos com a extensão das respetivas ionizações.
- ✓ Associar o conceito de ácido forte e de base forte à extensão das respetivas reações de ionização (ou dissociação) e ao valor muito elevado das respetivas constantes de acidez ou de basicidade.
- ✓ Comparar a extensão da ionização de um ácido (K_a) com a extensão da ionização da respetiva base conjugada (K_b).
- ✓ Relacionar, para um dado par conjugado ácido-base, o valor das constantes K_a e K_b .
- ✓ Reconhecer a importância dos ácidos e das bases: na saúde (úlceras gástricas, ácido úrico, no ambiente (chuva ácida, efluentes industriais, correção de solos), no fabrico de produtos de higiene e limpeza doméstica e industrial, na manipulação e conservação de alimentos e na indústria farmacêutica.
- ✓ Identificar alguns cuidados a ter no manuseamento e armazenamento de produtos do dia a dia que contêm ácidos e bases.
- ✓ Resolver exercícios numéricos de determinação do pH de soluções aquosas de ácidos fortes e fracos e de bases fortes e fracas.

6. Comportamento ácido, básico ou neutro de algumas soluções de sais

6.1. Formação de sais por meio de reações ácido-base; reações de neutralização.

- ✓ Reconhecer um sal como o produto da reação de um ácido com um hidróxido.
- ✓ Associar a designação de neutralização à reação entre quantidades estequiométricas de um ácido forte e de uma base forte, porque originam uma solução neutra.

6.2. Comportamento ácido-base de aniões e de catiões em solução aquosa.

- ✓ Referir que os aniões conjugados de ácidos fracos têm comportamento alcalino em solução aquosa.
- ✓ Referir que a reação química entre o anião e a água é uma reação ácido-base, mas que se pode designar por hidrólise.
- ✓ Referir que os catiões de metais dos 1.^o e 2.^o grupos da T.P. são neutros.
- ✓ Exemplificar o comportamento ácido de alguns catiões metálicos, como Al^{3+} , Fe^{3+} , ...
- ✓ Resolver exercícios numéricos de determinação do pH de soluções aquosas de sais.

7. Indicadores de ácido-base e medição de pH

7.1. Indicadores colorimétricos de ácido-base

- ✓ Associar indicador ácido-base a um par conjugado ácido-base, em que as formas, ácida e básica, são responsáveis por cores diferentes (indicador colorimétrico)
- ✓ Interpretar a natureza reversível de um indicador de ácido-base com base na equação química do equilíbrio respetivo, e prever, a partir da lei de Le Châtelier, a alteração da cor do indicador por adição de ácido forte ou base forte.
- ✓ Reconhecer que cada indicador tem como característica uma zona de viragem que corresponde ao intervalo de valores de pH em que se verifica a mudança da cor “ácida” para a cor “alcalina” ou a situação inversa.
- ✓ Associar a cor adquirida por um indicador ácido-base numa solução aquosa à característica ácida, neutra ou alcalina da solução.

7.2. Aparelho medidor de pH; sensor de pH

Referir a utilização de medidores de pH ou de sensores de pH como instrumentos que medem, com rigor, o pH de uma solução.