

## Exame de Química - 2019

1. Analise as afirmações seguintes sobre a velocidade das reacções:
- I. A velocidade de uma reacção química geralmente cresce com o aumento da temperatura.
  - II. A velocidade de uma reacção química sempre é independente da concentração dos reagentes.
  - III. A velocidade de uma reacção química depende da orientação apropriada das moléculas na hora do choque.
  - IV. Para os sólidos, quanto maior a superfície de contacto, menor será a velocidade da reacção química.
- Assinale a alternativa que indica somente as afirmações correctas.

A. II - III

B. I - IV

C. II - IV

D. I - II

E. I - III

### Resolução

Podemos resumir os factores que afectam a velocidade das reacções da seguinte maneira:

As reacções químicas ocorrem mediante a colisão efetiva das partículas dos reagentes.

Alguns parâmetros podem ser alterados para aumentar o número de colisões efetivas.

O aumento da concentração dos reagentes eleva a quantidade de colisões entre moléculas, átomos ou iões, acelerando a reacção.

Substâncias com maior área de contato disponível para a ocorrência da reacção aceleram o processo de transformação.

Reacções químicas geralmente ocorrem mais rapidamente com a elevação de temperatura.

Catalisadores diminuem a energia de ativação para a ocorrência de uma reacção química, tornando-a mais rápida.

Resposta E

2. Seja a reacção de decomposição:  $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$   
Podemos afirmar que:

A. A velocidade da reacção pode ser calculada pela expressão  $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^2$

C. A ordem global da reacção é 5

E. É uma reacção exotérmica, por causa do  $\text{NO}_2$

B. A velocidade da reacção pode ser calculada na forma:  $v = k[\text{NO}_2]^4 \cdot [\text{O}_2] \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^2$

D. É uma reacção endotérmica, por causa do  $\text{O}_2$

### Resolução

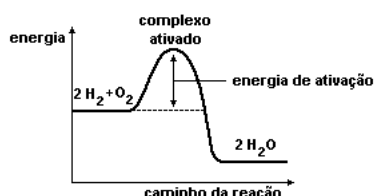
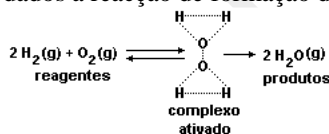
Essa reacção dada obedece à lei de 1ª ordem.

Para o calculo da velocidade teremos:

$$V = k[\text{N}_2\text{O}_5]^2$$

Resposta A

3. Sendo dados a reacção de formação da água e o gráfico representativo do caminho da reacção,



Assinale a alternativa correcta.

A. A reacção de formação da água é endotérmica.

B. A adição de um catalisador aumenta a velocidade de formação da água pois diminui a entalpia de reacção.

C. Quanto maior a frequência de colisões efectivas entre as moléculas de  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$ , maior a velocidade da reacção.

D. A velocidade de decomposição de  $\text{H}_2(\text{g})$  é metade da velocidade de decomposição de  $\text{O}_2(\text{g})$ .

E. A velocidade de decomposição de  $\text{O}_2(\text{g})$  é o dobro da

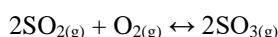
velocidade de formação de H<sub>2</sub>O(g).

### Resolução

- A. A reacção de formação da água é endotérmica. Falsa. Do gráfico pode-se observar que a entalpia de formação dos produtos é maior que a dos reagentes portanto a reacção ocorre com libertação de energia (reacção exotérmica)
- B. A adição de um catalisador aumenta a velocidade de formação da água pois diminui a entalpia de reacção. Falsa. Catalisadores diminuem a energia de ativação para a ocorrência de uma reacção química, tornando-a mais rápida.
- C. Quanto maior a frequência de colisões efectivas entre as moléculas de H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>, maior a velocidade da reacção. Correcta
- D. A velocidade de decomposição de H<sub>2</sub>(g) é metade da velocidade de decomposição de O<sub>2</sub>(g). Falsa
- E. A velocidade de decomposição de O<sub>2</sub>(g) é o dobro da velocidade de formação de H<sub>2</sub>O(g). Falsa
- Quanto maior a frequência de colisões efectivas entre as moléculas de H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>, maior a velocidade da reacção.

Resposta C

4. Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:



Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 moles de dióxido de enxofre e 5 moles de oxigénio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de moles de trióxido de enxofre medido foi 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é:

- A. 0,53                      B. 0,66                      C. 0,75                      D. **1,33**                      E. 2,33

### Resolução

Reacção	2 SO <sub>2</sub> (g) + O <sub>2</sub> (g) → 2 SO <sub>3</sub> (g)		
Balaceamento	2	1	2
Quantidades iniciais	6	5	0
Quantidades que reagem e que se formam	4	2	4
Quantidade no equilíbrio	2	3	4
Concentrações no equilíbrio (mol/L)	2	3	4

Para determinar o valor aproximado da constante de equilíbrio (K) para a reacção, podemos usar as quantidades no equilíbrio fornecidas na tabela.

Observando a tabela, podemos ver que, no equilíbrio, as concentrações no recipiente de 1 litro são 2 mol/L para SO<sub>2</sub>, 3 mol/L para O<sub>2</sub> e 4 mol/L para SO<sub>3</sub>.

A expressão da constante de equilíbrio para a reacção é dada por:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

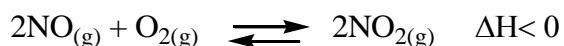
Substituindo as concentrações no equilíbrio na expressão da constante de equilíbrio, temos:

$$K = \frac{4^2}{2^2 * 3} = 1,33$$

Portanto, o valor aproximado da constante de equilíbrio é aproximadamente 1.33.

Resposta D

5. Abaixo é apresentada uma reacção química em equilíbrio:



Com o objectivo de deslocar esse equilíbrio no sentido da formação de dióxido de nitrogénio, deve-se:

- A. diminuir a pressão e a temperatura  
B. aumentar a pressão e a temperatura  
C. **aumentar a pressão e diminuir a temperatura**  
D. aumentar a pressão e diminuir as concentrações de NO e O<sub>2</sub>  
E. aumentar a temperatura e as concentrações de NO e O<sub>2</sub>

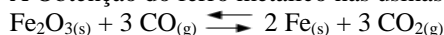
**Resolução**

O  $\Delta H < 0$  indica que a reacção é exotérmica, ocorre com libertação de calor. Para deslocar o equilíbrio no sentido de formação de dióxido de nitrogénio, deve-se diminuir a temperatura.

Nesta reacção tem-se o menor número de moles nos produtos, e o aumento da pressão favorece o lado do menor número de moles.

Resposta C

6. A Obtenção do ferro metálico nas usinas siderúrgicas, a partir da hematita, envolve o equilíbrio:



A expressão da constante de equilíbrio dessa reacção em função das concentrações é:

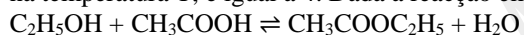
- A.  $K_c = [\text{CO}_2] [\text{Fe}] / [\text{CO}]$   
B.  **$K_c = [\text{CO}_2]^3 / [\text{CO}]^3$**   
C.  $K_c = [\text{Fe}_2\text{O}_3][\text{CO}]^3 / [\text{Fe}] [\text{CO}_2]^3$   
D.  $K_c = [\text{CO}]^3 / [\text{CO}_2]^3$   
E.  $K_c = [\text{CO}_2] / [\text{CO}]$

**Resolução**

Para a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações participam apenas as espécies em estado gasoso sendo neste caso  $K_c = [\text{CO}_2]^3 / [\text{CO}]^3$ .

Resposta B

7. O valor da constante de equilíbrio, em concentração, da reacção de esterificação entre 1 mol de etanol e 1 mol de ácido acético, na temperatura T, é igual a 4. Dada a reacção em equilíbrio:



O número de moles do éster obtido no equilíbrio, na temperatura T, é aproximadamente

- A. 3/4  
B. **2/3**  
C. 1/3  
D. 1/4  
E. 1/2

**Resolução**

Reacção	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$			
Quantidades iniciais	1	1	0	0
Quantidades que reagem e que se formam	X	X	X	X
Quantidade no equilíbrio	1 - X	1 - X	X	X

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}][\text{CH}_3\text{COOH}]} = 4$$

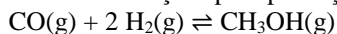
$$K_c = X * \frac{X}{(1 - X)(1 - X)} = \frac{X^2}{(1 - X)^2} = 4$$

Aplicando a raiz quadrada nos dois membros teremos:  $\frac{X}{1-X} = 2$ . Resolver a equação em função de X

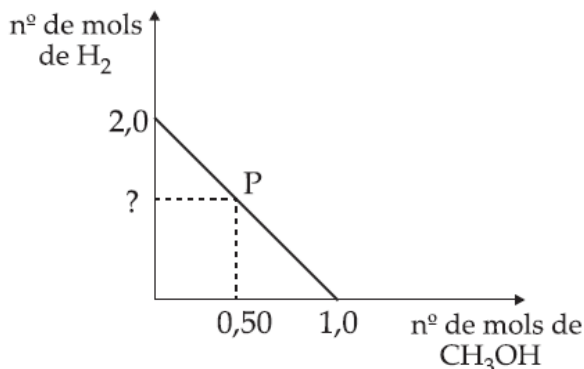
$$X = 2/3$$

Resposta B

8. Uma das reacções para produção industrial do metanol é dada por:



No gráfico a seguir, a recta representa a variação do número de moles de hidrogénio em função do número de moles de metanol, para diversas condições da reacção.



O ponto P representa uma situação de equilíbrio a uma dada temperatura.

A constante de equilíbrio ( $K_c$ ), neste ponto, quando no início da reacção estão presentes 2,0 moles de  $\text{H}_2$  e 2,0 moles de  $\text{CO}$  num volume de 1,0 litro, é aproximativamente:

- A. 3                      B. 1,5                      C. 1,33                      D. 0,33                      E. 0,5

**Resolução**

Com base nos dados do gráfico preenchemos a tabela

Reacção	$\text{CO(g)} + 2 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$		
Quantidades iniciais	2,0	2,0	0
Quantidades que reagem e que se formam	0,5	1,0	0,5
Quantidade no equilíbrio	1,5	1,0	0,5

Com base nas quantidade de equilíbrio calculamos a constante  $K_c$

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] [\text{H}_2]^2} = 0,5 / 1,5 \times 1^2 = 0,33$$

Resposta D

9. Uma reacção química atinge o equilíbrio químico quando:

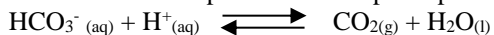
- A. Ocorre simultaneamente nos sentidos directo e inverso                      B. **As velocidades das reacções directa e inversa são iguais**  
 C. Os reagentes são totalmente consumidos                      D. A temperatura do sistema é igual à do ambiente  
 E. A razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária

**Resolução**

O equilíbrio químico ocorre em reacções reversíveis e se caracteriza por velocidades iguais de consumo e de formação de cada uma das espécies envolvidas na reacção química.

Resposta B

10 O ião bicarbonato pode ser decomposto pela reacção



Pode-se eliminar o ião bicarbonato de certas soluções aquosas com adição de

- A. KOH                      B.  $\text{CH}_3\text{OH}$                       C. CsCl                      D. NaHS                      E. **HCl**

**Resolução**

Podemos deslocar o equilibrio a direita adicionando  $\text{H}^+$  que vai exigir maior consumo de bicarbonato e assim podemos elimina-lo. A fonte de  $\text{H}^+$  será o HCl. Todas as outras opções não fornecem  $\text{H}^+$

Resposta E

11 A respeito da tabela

	Solução A 25°C pOH = 11	Solução B 25°C pOH = 2	Solução C 25°C pOH = 7
	<p>Fazem-se as seguintes afirmações:</p> <p>I. A solução A tem <math>[H^+] &gt; [OH^-]</math>.      II. A solução B tem <math>[H^+] &gt; [OH^-]</math>.            III. A solução C tem <math>[H^+] &lt; [OH^-]</math>.</p> <p>A. I, II e III estão correctas.      B. <b>Apenas I está correcta</b>      C. Apenas II e III estão correctas            D. Apenas III estão correcta      E. Apenas I e II estão correctas</p> <p><b>Resolução</b>            Se pOH = 11 significa que pH = 14 - 11 = 3            Nessas condições <math>[H^+] = 10^{-3}</math> e <math>[OH^-] = 10^{-11}</math>, portanto <math>[H^+] &gt; [OH^-]</math></p> <p>Resposta B</p>		
12	<p>O produto de solubilidade (Ks) do <math>Pb(OH)_2</math> é dado pela expressão:</p> <p>A. <b><math>K_s = [Pb^{2+}][OH^-]^2</math></b>      B. <math>K_s = [Pb^{2+}][OH^-]</math>      C. <math>K_s = [Pb(OH)_2]</math>            D. <math>K_s = [Pb^{2+}] + [OH^-]^2</math>      E. <math>K_s = [Pb^{2+}] / [OH^-]</math></p> <p><b>Resolução</b>            A expressão da reacção é:  <math>Pb(OH)_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2 OH^-</math>  <math>K_s = [Pb^{2+}][OH^-]^2</math></p> <p>Resposta A</p>		
13	<p>Os compostos cianeto de sódio (NaCN), cloreto de zinco (<math>ZnCl_2</math>), sulfato de sódio (<math>Na_2SO_4</math>) e cloreto de amónio (<math>NH_4Cl</math>), quando dissolvidos em água, tornam o meio respectivamente:</p> <p>A. ácido, básico, neutro, ácido.      B. básico, neutro, ácido, ácido      C. <b>básico, ácido, neutro, ácido</b>            D. ácido, neutro, básico, básico      E. básico, ácido, ácido, neutro</p> <p><b>Resolução</b>            NaCN torna o meio ácido porque o sal é formado por iões que provem de uma base forte e ácido fraco  <math>ZnCl_2</math> torna o meio neutro pois o sal é formado por iões que provem de uma base fraca e ácido forte  <math>Na_2SO_4</math> torna o meio neutro porque o sal é formado por iões que provem de uma base forte e ácido forte  <math>NH_4Cl</math> torna o meio ácido sal é formado por iões que provem de uma base fraca e ácido forte</p> <p>Resposta C</p>		
14	<p>Utilizando como solvente água destilada e preparando soluções dos seguintes compostos: óxido de sódio, <math>Na_2O_{(aq)}</math>, cloreto de alumínio, <math>AlCl_3_{(aq)}</math>, cloreto de potássio, <math>KCl_{(aq)}</math>, sulfato de amónio, <math>(NH_4)_2SO_4_{(aq)}</math>, e carbonato de potássio, <math>K_2CO_3_{(aq)}</math>, o pH das soluções será, respectivamente:</p> <p>A. <b><math>&gt;7; &lt;7; =7; &lt;7; &gt;7</math></b>      B. <math>&gt;7; =7; &gt;7; =7; &gt;7</math>      C. <math>&lt;7; &gt;7; &lt;7; &gt;7; =7</math>            D. <math>&lt;7; &lt;7; &gt;7; =7; &gt;7</math>      E. <math>&gt;7; &gt;7; &lt;7; &gt;7; =7</math></p> <p><b>Resolução</b>            Todos os iões ou moléculas que sofrem hidrólise vão alterar o pH da solução como se pode ver a seguir:  <math>Na_2O_{(aq)} + H_2O(l) \rightarrow 2NaOH_{(aq)}</math>; pH &gt; 7  <math>AlCl_3 : Al^{3+}_{(aq)} + 3 H_2O(l) \rightarrow Al(OH)_3_{(aq)} + 3H^+_{(aq)}</math>; pH &lt; 7            KCl: nenhum dos iões hidroliza-se por isso formam solução neutra com pH = 7  <math>(NH_4)_2SO_4 : NH_4^+_{(aq)} + H_2O(l) \rightarrow NH_3 + H^+</math>; pH &lt; 7  <math>K_2CO_3 : CO_3^{2-} + H_2O(l) \rightarrow HCO_3^- + OH^-</math>; pH &gt; 7</p> <p>Resposta A</p>		
15	<p>O produto iónico da água é igual a <math>4,0 \cdot 10^{-14}</math>. A essa temperatura, o valor de <math>[H^+]</math> de uma solução aquosa neutra é:</p> <p>A. <math>0,6 \cdot 10^{-7}</math>.      B. <math>4,0 \cdot 10^{-7}</math>.      C. <math>4,0 \cdot 10^{-14}</math>.      D. <b><math>2,0 \cdot 10^{-7}</math></b>.      E. <math>2,0 \cdot 10^{-14}</math>.</p> <p><b>Resolução</b>  <math>K_w = [H^+][OH^-]</math>; em soluções neutras <math>[H^+] = [OH^-]</math></p>		

$$K_w = [H^+]^2 = 4,0 \cdot 10^{-14} : [H^+] = 2,0 \cdot 10^{-7}$$

Resposta D

16 Cada uma das semi-reacções abaixo pode ser classificada como oxidação ou redução:

- i)  $Ca(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq)$
- ii)  $Fe^{3+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq)$
- iii)  $NO_3^-(aq) \rightarrow NO(g)$
- iv)  $OH^-(aq) \rightarrow O_2(g)$
- v)  $Cl_2(g) \rightarrow Cl^-(aq)$

Indique a afirmação correcta

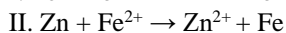
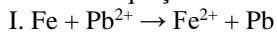
- A. i, ii e iii são oxidações e iv, v são reduções
- B. **i, iv são oxidações e ii, iii, v são reduções**
- C. Todas são reduções
- D. Todas são oxidações
- E. i, iv, v são oxidações e ii, iii são reduções

**Resolução**

- i)  $Ca(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq)$  Oxidação
- ii)  $Fe^{3+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq)$  Redução
- iii)  $NO_3^-(aq) \rightarrow NO(g)$  Redução
- iv)  $OH^-(aq) \rightarrow O_2(g)$  Oxidação
- v)  $Cl_2(g) \rightarrow Cl^-(aq)$  Redução

Resposta B

17 I e II são equações de reacções que ocorrem em água, espontaneamente, no sentido indicado, em condições padrão.



Analisando tais reacções, isoladamente ou em conjunto, pode-se afirmar que, em condições padrão,

- A. eletrões são transferidos do  $Pb^{2+}$  para o Fe.
- B. reacção espontânea deve ocorrer entre Pb e  $Zn^{2+}$ .
- C.  $Zn^{2+}$  deve ser melhor oxidante do que  $Fe^{2+}$ .
- D. **Zn deve reduzir espontaneamente  $Pb^{2+}$  a Pb.**
- E.  $Zn^{2+}$  deve ser melhor oxidante do que  $Pb^{2+}$ .

**Resolução**

- A. eletrões são transferidos do  $Pb^{2+}$  para o Fe. Falso. Os eletrões são transferidos do Fe para o  $Pb^{2+}$
- B. reacção espontânea deve ocorrer entre Pb e  $Zn^{2+}$ . Falso. O Zn é redutor
- C.  $Zn^{2+}$  deve ser melhor oxidante do que  $Fe^{2+}$ . Falso. O  $Zn^{2+}$  não pode ser oxidante
- D. Zn deve reduzir espontaneamente  $Pb^{2+}$  a Pb. Verdadeiro
- E.  $Zn^{2+}$  deve ser melhor oxidante do que  $Pb^{2+}$ . Falso. O  $Zn^{2+}$  não pode ser oxidante

Resposta D

18 Numa pilha do tipo comumente encontrado nos supermercados, o pólo negativo é constituído pelo revestimento externo de zinco. A semi-reacção que permite ao zinco funcionar como pólo negativo é:

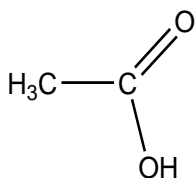
- A.  $Zn^+ + e^- \rightarrow Zn$
- B.  $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$
- C.  $Zn \rightarrow Zn^+ + e^-$
- D.  **$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$**
- E.  $Zn^{2+} + Zn \rightarrow 2Zn^+$

**Resolução**

No polo negativo, chamado ânodo, ocorre oxidação

Resposta D

19 O nome do ácido carboxílico, presente no vinagre e que tem a fórmula:



- A. **Ácido etanóico**
- B. Ácido Butanóico
- C. Ácido isopropanóico
- D. Ácido metanóico
- E. Ácido metil-propanóico

**Resolução**

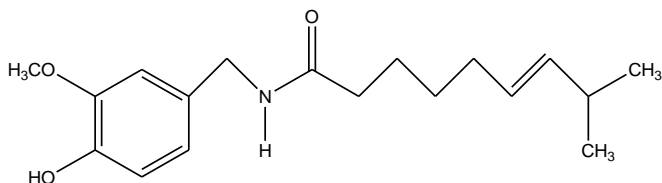
Para identificar o nome do ácido carboxílico presente no vinagre com a fórmula abaixo:



A fórmula representa o ácido acético, que é o ácido carboxílico presente no vinagre. Portanto, o nome do ácido carboxílico é ácido acético ou ácido etanoico

Resposta A

20 A capsaicina, cuja fórmula estrutural simplificada está mostrada abaixo,



é uma das responsáveis pela sensação picante provocada pelos frutos e sementes da pimenta-malagueta (*Capsicum sp.*) Na estrutura da capsaicina, encontram-se as seguintes funções orgânicas:

- A. Amina, cetona e éter  
 B. **Amida, fenol e éter**  
 C. Amida, álcool e éster  
 D. Amina, fenol e éster  
 E. Amida, fenol e éster

**Resolução**

A capsaicina é um composto químico denominado 8-metil-N-vanilil-6-nonenamida. É um alcaloide encontrado nas pimentas e é responsável pela sensação de calor e picância quando consumido. A capsaicina atua estimulando os receptores de calor nas terminações nervosas, o que causa uma sensação de queimação na boca e na pele.

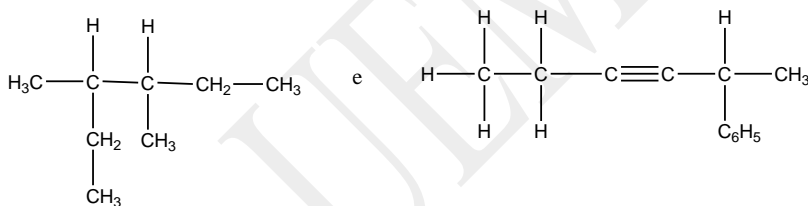
A quantidade de capsaicina presente nas pimentas pode variar, e é medida em unidades de calor Scoville (SHU). Quanto maior a quantidade de capsaicina, maior será a sensação de picância.

É importante lembrar que a capsaicina pode ser irritante para algumas pessoas, e o grau de tolerância à picância pode variar de indivíduo para indivíduo.

As funções são: Amida, fenol, éter

Resposta B

21 Pelo Sistema IUPAC, a nomenclatura correcta para os compostos abaixo



é respectivamente:

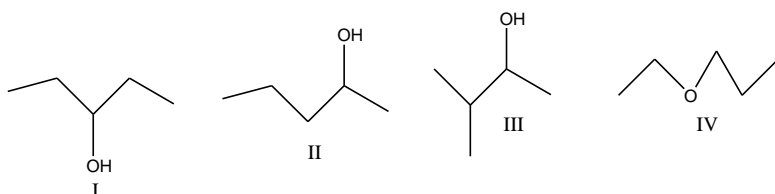
- A. **3,4-dimetilhexano e 2-fenil-3-hexino**  
 B. 3,4-dimetilhexano e 5-fenil-3-hexino  
 C. 3,4-dimetilhexano e 2-benzil-3-hexino  
 D. 3-metil-2-etilhexano e 2-benzil-3-hexino  
 E. 3-metil-2-etilpentano e 2-fenil-3-hexino

**Resolução**

Rever a nomenclatura dos compostos orgânicos.

Resposta A

22 Considere as substâncias com as estruturas



Com relação a essas substâncias, todas as alternativas estão correctas, EXCEPTO

A. I e IV são isómeros de função

B. I e II são isómeros de posição

C. II e III são isómeros de cadeia

D. I e III apresentam isomeria geométrica

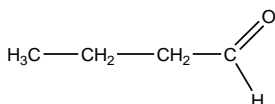
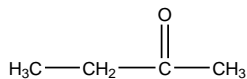
E. II e III contêm átomo de carbono quiral

**Resolução**

os compostos I e III não apresentam isomeria geométrica

Resposta D

23. As substâncias de fórmula



A. Têm diferentes fórmulas moleculares

B. São isómeros de cadeia

C. têm diferentes composições centesimais

D. São isómeros de posição

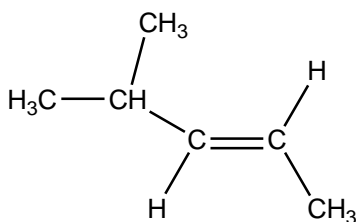
E. São isómeros de função

**Resolução**

As substâncias apresentadas não são isómeros de função

Resposta E

24. Dada a estrutura a seguir



O nome mais correcto deste composto é:

A. Cis-2-metil-3-penteno

B. Trans-2-metil-3-penteno

C. Cis-4-metil-2-penteno

D. **Trans-4-metil-2-penteno**

E. Isopropilpropeno

**Resolução**

Usando a nomenclatura usual o composto é designado Trans-4-metil-2-penteno

Resposta D

25. Dalton, na sua teoria atômica, propôs, entre outras hipóteses, que: “Os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa”.

À luz dos conhecimentos atuais podemos afirmar que:

A. A hipótese é verdadeira, pois foi confirmada pela descoberta dos isótopos

B. A hipótese é verdadeira, pois foi confirmada pela descoberta dos isótonos.

C. **A hipótese é falsa, pois com a descoberta dos isótopos, verificou-se que átomos do mesmo elemento químico podem ter massas diferentes.**

D. A hipótese é falsa, pois com a descoberta dos isóbaros, verificou-se que átomos do mesmo elemento químico podem ter massas diferentes.

E. A hipótese é verdadeira, pois foi confirmada pela descoberta dos isóbaros

**Resolução**

A explicação correcta para as afirmações é de que a hipótese é falsa, pois com a descoberta dos isótopos, verificou-se que átomos do mesmo elemento químico podem ter massas diferentes

Resposta C

26.	<p>Um ião de carga -3 tem o mesmo número de elétrons que um certo átomo neutro cujo número atômico é 14. Sabendo-se que o ião possui 20 neutrões, o número atômico e o número de massa do átomo que dá origem a esse ião são, respectivamente:</p> <p>A. 11 e 31                      B. 14 e 34                      C. 17 e 37                      D. 37 e 17                      E. 34 e 14</p> <p><b>Resolução</b>  O número atômico é igual ao número de prótons. Se o ião tem o mesmo número de elétrons que um certo átomo neutro então este deve ter <math>14 - 3 = 11</math> elétrons e 11 prótons</p> <p>A massa de um átomo é a soma do número de prótons (ou número atômico) com o número de nêutrons que estão no núcleo do átomo  <math>A = 11 + 20 = 31</math></p> <p>Resposta A</p>						
27.	<p>Se o isótopo do chumbo que apresenta número de massa 210 forma iões <math>Pb^{2+}</math> e <math>Pb^{4+}</math>, que possuem respectivamente 80 e 78 elétrons, então o número de neutrões desse átomo neutro é:</p> <p>A. 138                      B. 130                      C. 132                      D. 128                      E. 158</p> <p><b>Resolução</b>  Isótopos - átomos com mesmo número atômico e diferente número de massa (mesmo elemento químico).  Isóbaros - átomos com mesmo número de massa e diferem pelo número de prótons e de neutrões (elementos químicos diferentes).  Isótonos - átomos com mesmo número de neutrões e diferente número de prótons (elementos químicos diferentes).  O número de neutrões é igual a massa menos o número de prótons  <math>Z = 80 - 2 = 78</math>  <math>A = Z + N</math>  <math>N = 210 - 78 = 128</math></p> <p>Resposta D</p>						
28.	<p>De acordo com a lei de Lavoisier, quando fizemos reagir completamente, em ambiente fechado, 1,12 g de ferro com 0,64 g de enxofre, a massa, em g de sulfeto de ferro obtida será de:  (Dados: Fe = 56; S = 32)</p> <p>A. 2,76                      B. 2,24                      C. 1,76                      D. 1,28                      E. 0,48</p> <p><b>Resolução</b>  O sulfeto de ferro é o produto de uma reação de adição, onde ferro e enxofre reagem para formar uma substância mais complexa.</p> <p>1º passo: Escrever a equação química correspondente e verificar se o balanceamento está correto:</p> $Fe + S^{2-} \rightarrow FeS$ <p>2º passo: Escrever as proporções estequiométricas da reação e as respectivas massas molares:</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="text-align: center;">1 mol de Fe</td> <td style="text-align: center;">1 mol de S</td> <td style="text-align: center;">1 mol de FeS</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">56 g de Fe</td> <td style="text-align: center;">32 g de S</td> <td style="text-align: center;">88 g de FeS</td> </tr> </table> <p>3º passo: Encontrar a massa de sulfeto de ferro obtida a partir da massa de ferro ou de enxofre utilizada:</p> <p>56 g Fe ----- 88 g FeS  1,12 g Fe ----- X    ;    X = 1,76 g de FeS são formados</p> <p>Resposta C</p>	1 mol de Fe	1 mol de S	1 mol de FeS	56 g de Fe	32 g de S	88 g de FeS
1 mol de Fe	1 mol de S	1 mol de FeS					
56 g de Fe	32 g de S	88 g de FeS					

29. Cada mililitro de um medicamento antiácido contém 0,06 g de hidróxido de alumínio. A massa de ácido clorídrico do suco gástrico que é neutralizada pela ingestão de 26 mL desse medicamento é, em gramas,

Dado:  $\text{Al}(\text{OH})_3 = 78 \text{ g/mol}$  ;  $\text{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$

A. 1,46

B. 1,87

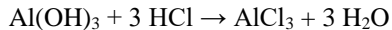
C. 2,19

D. 3,74

E. 1,56

**Resolução**

O antiácido neutraliza o ácido clorídrico de acordo com a reação:



A massa de hidróxido de alumínio contida em 26 mL de medicamento será:

1 mL -----0,06g

26 mL ----- X ; X = 1,56

1 mol de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ----- 3 mols HCl

1.56/78 ----- x mols => x = 0.06 mol de HCl

A massa do HCl será : m = 0.06 mol x 36.5 g/mol = 2.19

Resposta C

30. Um frasco contém 1 litro de água oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2$  (aq.), na concentração de 1 mol/L, foi armazenado durante um ano. Após esse período, verificou-se que 50% dessa água oxigenada se tinha decomposto, como mostrado nesta equação:



Considerando –se essas informações, é correcto afirmar que a massa de oxigénio produzida nesse processo é:

A. 8 g

B. 16 g

C. 17 g

D. 32 g

E. 4 g

**Resolução**

2 moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$   $\longrightarrow$  1 mole de  $\text{O}_2$

68 g de  $\text{H}_2\text{O}_2$   $\longrightarrow$  32 g de  $\text{O}_2$

No litro de água oxigenada do frasco tem 1 mole de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , seja 34g

34g de  $\text{H}_2\text{O}_2$   $\longrightarrow$  32g de  $\text{O}_2$  x 34/68 = 16 g de  $\text{O}_2$

Como Só 50% dessa água oxigenada foi decomposta quer dizer que será formada 16g/2 = 8 g de  $\text{O}_2$

A massa m = 0,25 mol x 32g/mol = 8 g

Resposta A

31.

Analise este quadro, em que se apresenta o número de prótons, de neutrões e de electrões de quatro espécies químicas:

Espécies	Número de prótons	Número de neutrões	Número de electrões
I	1	0	0
II	9	10	10
III	11	12	11
IV	20	20	18

Considerando-se as quatro espécies apresentadas, é incorrecto afirmar que

- A. I é catião  $H^+$                       B. II é o anião                      C. III tem massa molar de 23 g/mol  
 D. **IV é um átomo neutro**                      E. I e IV são aniões

**Resolução**

Analisando as informações fornecidas no quadro, podemos identificar as seguintes espécies químicas:

I: Número de prótons = 1, Número de neutrões = 0, Número de electrões = 0

II: Número de prótons = 9, Número de neutrões = 10, Número de electrões = 10

III: Número de prótons = 11, Número de neutrões = 12, Número de electrões = 11

IV: Número de prótons = 20, Número de neutrões = 20, Número de electrões = 18

Agora, vamos analisar as afirmações:

- "A espécie I é um átomo neutro": Essa afirmação é correta, pois a espécie I possui o mesmo número de prótons e electrões, o que a torna eletricamente neutra.
- "A espécie II é um catião": Essa afirmação é incorreta, pois a espécie II possui o mesmo número de prótons e electrões, o que a torna eletricamente neutra. Para ser um catião, a espécie deveria ter perdido electrões.
- "A espécie III é um anião": Essa afirmação é incorreta, pois a espécie III possui mais prótons do que electrões, o que a torna eletricamente carregada positivamente (catião). Para ser um anião, a espécie deveria ter ganhado electrões.
- "A espécie IV é um ião negativo": Essa afirmação é incorreta, pois a espécie IV possui mais prótons do que electrões, o que a torna eletricamente carregada positivamente (catião). Para ser um ião negativo, a espécie deveria ter mais electrões do que prótons.

Portanto, a afirmação incorreta é a número 4: "A espécie IV é um ião negativo"

Resposta D

32.

Analise as seguintes afirmativas:

I. Isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem mesmo número atómico e diferente número de massa.

II. O número atómico de um elemento corresponde ao número de prótons no núcleo de um átomo.

III. O número de massa corresponde à soma do número de prótons e do número de electrões de um elemento.

Está(ão) correcta(s):

- A. apenas I                      B. apenas II                      C. apenas III                      D. **apenas I e II**                      E. apenas II e III

**Resolução**

Vamos analisar cada afirmação separadamente:

I. Isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem mesmo número atómico e diferente número de massa.

Essa afirmação está correta. Isótopos são átomos de um mesmo elemento químico que têm o mesmo número atómico (número de prótons) e diferentes números de massa (soma do número de prótons e neutrões). Os isótopos de um elemento têm propriedades químicas semelhantes, mas diferem em massa devido ao número de neutrões.

II. O número atómico de um elemento corresponde ao número de prótons no núcleo de um átomo.

Essa afirmação está correta. O número atómico de um elemento químico é igual ao número de prótons no núcleo de um átomo desse elemento. O número atómico determina a identidade do elemento e sua posição na tabela periódica.

III. O número de massa corresponde à soma do número de prótons e do número de electrões de um elemento.

Essa afirmação está incorreta. O número de massa não corresponde à soma do número de prótons e electrões de um elemento. O número de massa é a soma do número de prótons e neutrões no núcleo de um átomo. Os electrões, por sua vez, estão presentes nos níveis de energia ao redor do núcleo e não contribuem significativamente para o número de massa.

Concluindo, as afirmações I e II estão corretas, enquanto a afirmação III está incorreta.

Resposta D

33. Um sistema é formado por partículas que apresentam composição atômica: 10 prótons, 10 elétrons e 11 nêutrons. A ele foram adicionadas novas partículas. O sistema resultante será quimicamente puro se as partículas adicionadas apresentarem a seguinte composição atômica:

A. 21 prótons, 10 elétrons e 11 nêutrons.

B. 20 prótons, 20 elétrons e 22 nêutrons.

C. 10 prótons, 10 elétrons e 12 nêutrons

D. 11 prótons, 11 elétrons e 12 nêutrons.

E. 11 prótons, 11 elétrons e 11 nêutrons.

#### Resolução

Para que o sistema resultante seja quimicamente puro, as partículas adicionadas devem ter uma composição atômica que equilibre a carga elétrica e mantenha a proporção de prótons, elétrons e nêutrons.

No sistema inicial, temos:

- 10 prótons
- 10 elétrons
- 11 nêutrons

Para equilibrar a carga elétrica, a quantidade de prótons deve ser igual à quantidade de elétrons. Portanto, precisamos adicionar uma partícula que tenha 1 próton e 1 elétron.

Além disso, para manter a proporção de nêutrons, a partícula adicionada deve ter 1 nêutron.

Portanto, a composição atômica das partículas adicionadas deve ser:

- 1 próton
- 1 elétron
- 1 nêutron

Dessa forma, o sistema resultante será quimicamente puro.

Resposta D

34. O isótopo 51 do crômio pode ser usado na medicina para o estudo das hemácias. Os íons  $\text{Cr}^{2+}$  e  $\text{Cr}^{3+}$  provenientes desse isótopo diferem quanto ao número:

A. Atômico

B. de massa

C. de nêutrons

D. de elétrons

E. de prótons

#### Resolução

As espécies  $\text{Cr}^{2+}$  e  $\text{Cr}^{3+}$  diferem entre si no nº de elétrons. Pois  $\text{Cr}^{2+}$  perdeu 2 elétrons enquanto  $\text{Cr}^{3+}$  perdeu 3 elétrons.

Resposta D

35. Um átomo neutro de determinado elemento químico se transforma num catião, quando:

A. encontra-se eletronicamente neutro

B. perde prótons do núcleo.

C. ganha nêutrons na eletrosfera

D. perde elétrons da eletrosfera.

E. seu número de prótons é igual ao seu número de elétrons.

#### Resolução

O isótopo 51 do crômio, também conhecido como cromo-51 ( $\text{Cr-51}$ ), é usado na medicina para o estudo das hemácias por meio de técnicas de marcação radioativa. Os íons  $\text{Cr}^{2+}$  e  $\text{Cr}^{3+}$  provenientes desse isótopo diferem quanto ao número de elétrons.

O íon  $\text{Cr}^{2+}$  é um íon de cromo com uma carga positiva de 2+ e possui dois elétrons a menos do que o crômio neutro (Cr). Ou seja, o íon  $\text{Cr}^{2+}$  possui 23 elétrons, enquanto o crômio neutro tem 25 elétrons.

O íon  $\text{Cr}^{3+}$  é um íon com uma carga positiva de 3+ e possui três elétrons a menos do que o crômio neutro (Cr). Portanto, o íon  $\text{Cr}^{3+}$  possui 22 elétrons, enquanto o crômio neutro tem 25 elétrons.

Dessa forma, os íons  $\text{Cr}^{2+}$  e  $\text{Cr}^{3+}$  provenientes do isótopo 51 do crômio diferem quanto ao número de elétrons, sendo que o  $\text{Cr}^{2+}$  tem 23 elétrons e o  $\text{Cr}^{3+}$  tem 22 elétrons.

Resposta D

36.	<p>O ferro, um dos metais mais conhecidos e utilizados pelo homem, apresenta 26 prótons em seu núcleo. Um de seus cátions estáveis é o cátion trivalente <math>\text{Fe}^{3+}</math>. Assinale a única Resposta que apresenta a configuração eletrônica correcta para esse cátion.</p> <p>A. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5</math>                      B. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6</math>                      C. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3</math></p> <p>D. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9</math>                      E. <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6</math></p> <p><b>Resolução</b>  Para determinar a configuração eletrônica correta do cátion trivalente <math>\text{Fe}^{3+}</math> (ferro), precisamos considerar que a carga positiva de 3+ indica a perda de 3 elétrons em relação ao átomo neutro de ferro.  A configuração eletrônica do átomo neutro de ferro (Fe) é: <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6</math>.  Ao perder 3 elétrons, a configuração eletrônica do cátion <math>\text{Fe}^{3+}</math> será:  <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5</math>.  Portanto, a configuração eletrônica correta para o cátion trivalente <math>\text{Fe}^{3+}</math> é: <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5</math>.</p> <p>Resposta A</p>
37.	<p>O que caracteriza fundamentalmente uma ligação química covalente?</p> <p>A. Os elétrons são transferidos completamente de um átomo para outro                      B. Nunca envolve a presença do hidrogênio.                      C. Só ocorre entre dois átomos de carbono.</p> <p>D. Os elétrons são compartilhados entre os átomos.                      E. Os elétrons não participam da ligação</p> <p><b>Resolução</b>  Uma ligação química covalente é caracterizada fundamentalmente pela compartilhamento de elétrons entre átomos. Nesse tipo de ligação, dois átomos compartilham um ou mais pares de elétrons de suas camadas de valência, formando assim uma ligação forte entre eles.  Na ligação covalente, os átomos envolvidos compartilham elétrons de forma a alcançar estabilidade eletrônica, preenchendo suas camadas de valência. Essa compartilhamento permite que os átomos alcancem configurações eletrônicas mais estáveis, semelhantes às dos gases nobres (que possuem camadas de valência completamente preenchidas).  Características importantes da ligação covalente incluem:  Compartilhamento de elétrons: Os átomos compartilham um ou mais pares de elétrons para formar a ligação covalente. Cada par de elétrons compartilhado é chamado de ligação covalente.  Formação de moléculas: A ligação covalente é responsável pela formação de moléculas, nas quais os átomos são mantidos juntos pelos pares de elétrons compartilhados.  Forças atrativas: A ligação covalente é uma força atrativa que mantém os átomos unidos. Os elétrons compartilhados são atraídos pelos núcleos dos átomos envolvidos.  Compartilhamento desigual: Em algumas ligações covalentes, os elétrons podem ser compartilhados de forma desigual, resultando em uma distribuição assimétrica de carga. Isso pode levar à formação de ligações covalentes polares.  Em resumo, a ligação química covalente é caracterizada pelo compartilhamento de elétrons entre átomos, resultando na formação de moléculas e na estabilização das configurações eletrônicas dos átomos envolvidos.</p> <p>Resposta D</p>

38.	<p>As espécies químicas a seguir <math>O_2</math>, NaCl, HCl e Al(s) apresentam, respectivamente, ligações:</p> <p>A. Covalente apolar, iônica, covalente polar e metálica      B. Covalente apolar, covalente polar, iônica e metálica      C. iônica, covalente apolar, covalente polar e metálica  D. metálica, covalente polar, iônica e covalente apolar      C. covalente polar, iônica, covalente apolar e metálica</p> <p><b>Resolução</b>  As espécies químicas mencionadas apresentam as seguintes ligações:  <math>O_2</math> (oxigênio molecular): Ligação covalente.  <math>O_2</math> é formado por dois átomos de oxigênio que compartilham um par de elétrons através de uma ligação covalente. Essa ligação ocorre para que ambos os átomos de oxigênio tenham uma configuração eletrônica mais estável, preenchendo suas camadas de valência.  NaCl (cloreto de sódio): Ligação iônica.  NaCl é formado por um átomo de sódio (Na) e um átomo de cloro (Cl). Nessa substância, ocorre uma transferência completa de elétrons do átomo de sódio para o átomo de cloro. O átomo de sódio perde um elétron e se torna um cátion <math>Na^+</math>, enquanto o átomo de cloro ganha o elétron e se torna um ânion <math>Cl^-</math>. A atração eletrostática entre os íons positivos e negativos resulta na formação de uma ligação iônica.  HCl (ácido clorídrico): Ligação covalente polar.  HCl é formado por um átomo de hidrogênio (H) e um átomo de cloro (Cl). Nessa molécula, ocorre uma ligação covalente polar, na qual o átomo de cloro atrai com mais força os elétrons compartilhados, resultando em uma distribuição assimétrica de carga. O átomo de cloro adquire uma carga parcial negativa (<math>\delta^-</math>) e o átomo de hidrogênio adquire uma carga parcial positiva (<math>\delta^+</math>).  Al(s) (alumínio metálico): Ligação metálica.  No alumínio metálico, os átomos de alumínio estão arranados em uma estrutura cristalina, onde os elétrons de valência estão livres para se moverem através da estrutura metálica. Essa "nuvem" de elétrons delocalizados é responsável pela ligação metálica, que mantém os átomos de alumínio unidos e confere às substâncias metálicas suas propriedades características, como condutividade elétrica e maleabilidade.</p> <p>Resposta A</p>
39.	<p>Dentre os seguintes pares de elementos químicos, qual forma uma substância iônica?</p> <p>A. N e O      B. P e H      C. Rb e F      D. S e H      E. Si e Cl</p> <p><b>Resolução</b>  O par de elementos químicos que forma uma substância iônica é o par Rb e F (Resposta C).  O rubídio (Rb) é um metal alcalino do grupo 1 da tabela periódica, enquanto o flúor (F) é um não metal do grupo 17. Quando esses elementos reagem, ocorre uma transferência completa de elétrons do átomo de rubídio para o átomo de flúor. O átomo de rubídio perde um elétron e se torna um cátion <math>Rb^+</math>, enquanto o átomo de flúor ganha o elétron e se torna um ânion <math>F^-</math>. A atração eletrostática entre os íons positivos e negativos resulta na formação de uma substância iônica, o cloreto de rubídio (<math>RbF</math>).</p> <p>Resposta C</p>
40.	<p>Uma substância pura é sólida em temperatura ambiente, apresenta elevadas temperaturas de fusão e de ebulição e conduz corrente elétrica tanto fundida como dissolvida em água. Indique a alternativa cuja substância apresenta as propriedades citadas:</p> <p>A. <math>SO_3</math>      B. <math>SO_2</math>      C. <math>NH_3</math>      D. <math>H_2SO_4</math>      E. <math>Na_2SO_4</math></p> <p><b>Resolução</b>  A substância sujas características são apresentadas é o sulfato de sódio.</p> <p>Resposta E</p>
41.	<p>Um átomo cujo número atômico é 18 está classificado na tabela periódica como:</p> <p>A. Metal alcalino      B. Metal alcalino-terroso      C. Metal terroso      D. Ametal      E. Gás nobre</p> <p><b>Resolução</b>  Um átomo cujo número atômico é 18 está classificado na tabela periódica como um gás nobre ou um elemento do grupo 18, também conhecido como gases nobres ou gases inertes.  Os gases nobres incluem hélio (He), néon (Ne), argon (Ar), criptônio (Kr), xénon (Xe) e radônio (Rn). Esses elementos possuem uma camada de valência completa, o que os torna altamente estáveis e pouco reativos quimicamente. Eles são conhecidos por sua baixa reatividade e tendência a não formar ligações químicas facilmente com outros átomos.  Portanto, um átomo com número atômico 18 pertence ao grupo dos gases nobres na tabela periódica.</p> <p>Resposta E</p>

42.	<p>Na classificação periódica, os elementos Ba (grupo 2(IIA)), Se (grupo 16 ou VIA) e Cl ( grupo 17 ou VIIA) são conhecidos respectivamente como:</p> <p>A. Alcalino, halogênio e calcogênio  C. <b>Alcalino-terroso, calcogênio e halogênio</b>  E. Alcalino-terroso, calcogênio e gás nobre</p> <p>B. Alcalino, calcogênio e halogênio  D. Alcalino, halogênio e gás nobre</p> <p><b>Resolução</b>  Na classificação periódica, os elementos Ba (grupo 2 ou IIA), Se (grupo 16 ou VIA) e Cl (grupo 17 ou VIIA) são conhecidos respectivamente como:  Ba (grupo 2 ou IIA): Bário  Se (grupo 16 ou VIA): Selênio  Cl (grupo 17 ou VIIA): Cloro</p> <p>Resposta C</p>
43.	<p>Considerando a equação química:  <math>\text{Cl}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}</math>  Os reagentes e produtos pertencem, respectivamente, às funções :</p> <p>A. <b>Óxido, base, sal e óxido</b>  D. Óxido, base, óxido e hidreto</p> <p>B. Sal, base, sal e hidreto  E. Base, ácido, óxido e óxido</p> <p>C. Ácido, sal, óxido e hidreto</p> <p><b>Resolução</b>  Na equação química fornecida: <math>\text{Cl}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}</math>, os reagentes e produtos pertencem, respectivamente, às seguintes funções:  Reagentes:  <math>\text{Cl}_2\text{O}_7</math>: Óxido ácido (anião complexo)  <math>\text{NaOH}</math>: Base (hidróxido)  Produtos:  <math>\text{NaClO}_4</math>: Sal (perclorato de sódio)  <math>\text{H}_2\text{O}</math>: Água  Portanto, os reagentes pertencem às funções de óxido ácido e base, enquanto os produtos pertencem às funções de sal e água.</p> <p>Resposta A</p>
44.	<p>Os nomes dos compostos <math>\text{NaHSO}_3</math> e <math>\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2</math> são, respectivamente:</p> <p>A. Sulfato de sódio e fosfato de ferro (II).  D. Sulfeto de sódio e fosfito de férrico.</p> <p>B. Sulfato de sódio e fosfito ferroso  E. <b>Hidrogenossulfito de sódio e fosfato de ferro(II).</b></p> <p>C. Dihidrogenossulfato de sódio e fosfato de ferro (III).</p> <p><b>Resolução</b>  Os nomes dos compostos <math>\text{NaHSO}_3</math> e <math>\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2</math> são, respectivamente:  <math>\text{NaHSO}_3</math>: hidrogenossulfito de sódio  <math>\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2</math>: Fosfato de ferro(II) ou fosfato ferroso  <math>\text{NaHSO}_3</math> é composto por íons sódio (<math>\text{Na}^+</math>) e íons hidrogenossulfito (<math>\text{HSO}_3^-</math>), resultando no nome sulfito de sódio.  <math>\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2</math> é composto por íons ferro(II) (<math>\text{Fe}^{2+}</math>) e íons fosfato (<math>\text{PO}_4^{3-}</math>), resultando no nome fosfato de ferro(II) ou fosfato ferroso. A numeração romana (II) indica a valência do ferro na composição do composto.</p> <p>Resposta E</p>

45.	<p>O flúor ocorre na natureza principalmente sob a forma de fluorita (<math>\text{CaF}_2</math>), criolita (<math>\text{Na}_3\text{AlF}_6</math>) e fluorapatita, aqui representada por <math>\text{Ca}_x\text{F}(\text{PO}_4)_y</math>. Nesse último composto, os valores que podem ter x e y, dentre os indicados a seguir são, respectivamente,</p> <p>A. 1 e 2                      B. 1 e 3                      C. 3 e 3                      D. 3 e 5                      E. 5 e 3</p> <p><b>Resolução</b>  A fluorita (<math>\text{CaF}_2</math>), criolita (<math>\text{Na}_3\text{AlF}_6</math>) e fluorapatita (<math>\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3</math>) são exemplos de compostos nos quais o flúor ocorre na natureza.  A fluorapatita (<math>\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}</math>) é um mineral que contém flúor e é encontrado em depósitos de fosfato. É uma forma comum de fosfato de cálcio que contém flúor e é um componente importante dos dentes e ossos humanos.  Portanto, <math>X = 5</math> e <math>Y = 3</math></p> <p>Resposta E</p>
46.	<p>Átomos neutros de um certo elemento representativo M apresentam dois electrões em sua camada de valência. As fórmulas correctas para seu óxido normal e brometo são, respectivamente:  (Dados: <math>O = 6A</math> e <math>Br = 7A</math>)</p> <p>A. <math>\text{M}_2\text{O}</math> e <math>\text{MBr}</math>.                      B. <math>\text{MO}_2</math> e <math>\text{MBr}_2</math>                      C. <b><math>\text{MO}</math> e <math>\text{MBr}_2</math></b>                      D. <math>\text{M}_2\text{O}_2</math> e <math>\text{M}_2\text{Br}</math>                      E. <math>\text{M}_2\text{O}</math> e <math>\text{MBr}_2</math>.</p> <p><b>Resolução</b>  Se a valência de M é 2 as formulas serão <math>\text{MO}_2</math> e <math>\text{MBr}_2</math></p> <p>Resposta C</p>
47.	<p>Sobre a reacção equacionada abaixo, assinale a alternativa <b>incorrecta</b>:</p> $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ <p>A. Ocorre neutralização das propriedades do ácido e da base                      B. Há a formação de um sal neutro.                      C. <b>É chamada reacção de ionização</b></p> <p>D. Um dos reagentes é o hidróxido de sódio                      E. A soma dos coeficientes do balanceamento nesta equação é igual a 6.</p> <p><b>Resolução</b>  Incorrecto “e dizer que esta “e chamada reacção de ionização</p> <p>Resposta C</p>
48.	<p>A cultura egípcia desenvolveu técnicas avançadas de mumificação para a preservação dos corpos. Em uma das etapas mais importantes do processo de mumificação, a desidratação do corpo, utilizava-se uma solução de sais de natrão. Essa solução é constituída por uma mistura de sais de carbonato, bicarbonato, cloreto e sulfato de sódio. Quando os sais de natrão são dissolvidos em água, os iões presentes, além do <math>\text{Na}^+</math>, são</p> <p>A. <math>\text{CO}_2^{3-}</math>, <math>\text{HCO}_3^-</math>, <math>\text{ClO}^-</math> e <math>\text{HSO}_4^-</math>                      B. <math>\text{CO}_2^{3-}</math>, <math>\text{HCO}_3^-</math>, <math>\text{ClO}^-</math>, <math>\text{SO}_4^{2-}</math></p> <p>C. <math>\text{CO}_3^{2-}</math>, <math>\text{H}_2\text{CO}_3^-</math>, <math>\text{Cl}^-</math> e <math>\text{SO}_3^{2-}</math>                      D. <math>\text{CO}_3^{2-}</math>, <math>\text{H}_2\text{CO}_3^-</math>, <math>\text{Cl}^-</math> e <math>\text{HSO}_4^-</math></p> <p>E. <b><math>\text{CO}_3^{2-}</math>, <math>\text{HCO}_3^-</math>, <math>\text{Cl}^-</math> e <math>\text{SO}_4^{2-}</math></b></p> <p><b>Resolução</b>  As formulas de carbonato, bicarbonato, cloreto e sulfato são respectivamente <math>\text{CO}_3^{2-}</math>, <math>\text{HCO}_3^-</math>, <math>\text{Cl}^-</math> e <math>\text{SO}_4^{2-}</math></p> <p>Resposta E</p>
<b>PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES</b>	

49.	<p>Calcule a concentração em mol/L ou molaridade de uma solução que foi preparada dissolvendo-se 18 gramas de glicose em água suficientes para produzir 1 litro da solução. (Dado: massa molar da glicose = 180 g/mol)</p> <p>A. <b>0,1</b>                      B. 1,8                      C. 10,0                      D. 100,0                      E. 3240</p> <p><b>Resolução</b>  Para calcular a concentração em mol/L ou molaridade de uma solução, é necessário determinar a quantidade de substância em mol (n) e o volume da solução em litros (V).  A quantidade de substância em mol pode ser calculada usando a fórmula:  <math>n = \text{massa} / \text{massa molar}</math>  No caso da glicose, a massa é de 18 gramas e a massa molar é de 180 g/mol, conforme fornecido nos dados. Portanto:  <math>n = 18 \text{ g} / 180 \text{ g/mol} = 0,1 \text{ mol}</math>  O volume da solução é de 1 litro.  A concentração em mol/L ou molaridade é calculada dividindo a quantidade de substância em mol pelo volume da solução em litros:  Molaridade = <math>n / V</math>  Substituindo os valores:  Molaridade = <math>0,1 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol/L}</math>  Portanto, a concentração em mol/L ou molaridade da solução de glicose é de 0,1 mol/L.</p> <p>Resposta A</p>
50.	<p>Qual deve ser o volume de água adicionado a 50 cm<sup>3</sup> de solução de hidróxido de sódio (NaOH), cuja concentração é igual a 60 g/L, para que seja obtida uma solução a 5,0 g/L</p> <p>A. 0,6 L                      B. 600 cm<sup>3</sup>                      C. 0,55 L                      D. 500 cm<sup>3</sup>                      E. <b>600 L</b></p> <p><b>Resolução</b>  Para resolver esse problema, podemos usar a fórmula da diluição:  <math>C_1V_1 = C_2V_2</math>  Onde:  C<sub>1</sub> = concentração inicial da solução de NaOH (60 g/L)  V<sub>1</sub> = volume inicial da solução de NaOH (50 cm<sup>3</sup>)  C<sub>2</sub> = concentração desejada da solução diluída (5,0 g/L)  V<sub>2</sub> = volume total da solução diluída (que é a soma do volume inicial da solução de NaOH com o volume de água adicionado)  Vamos substituir os valores na fórmula:  <math>(60 \text{ g/L})(50 \text{ cm}^3) = (5,0 \text{ g/L})(V_2)</math>  <math>3000 \text{ g} \cdot \text{cm} = 5,0 \text{ g/L} \cdot V_2</math>  Agora, podemos isolar V<sub>2</sub> para calcular o volume total da solução diluída:  <math>V_2 = (3000 \text{ g} \cdot \text{cm}) / (5,0 \text{ g/L}) = 600 \text{ cm}^3</math>  Portanto, o volume de água adicionado deve ser de 600 cm<sup>3</sup>.</p> <p>Resposta E</p>
51.	<p>Uma solução 0,3 mol/L apresentava 500 mL de solvente, mas houve uma evaporação de 200 mL do volume desse solvente. Qual será a nova concentração dessa solução?</p> <p>A. 0,4 mol/L                      B. <b>0,5 mol/L</b>                      C. 0,1 mol/L                      D. 0,2 mol/L                      E. 0,6 mol/L</p> <p><b>Resolução</b>  A fórmula a ser utilizada é:  <math>C_1V_1 = C_2V_2</math>  Onde:  C<sub>1</sub> = concentração inicial da solução (0,3 mol/L)  V<sub>1</sub> = volume inicial da solução (500 mL)  C<sub>2</sub> = concentração final da solução (a ser determinada)  V<sub>2</sub> = volume final da solução (500 mL - 200 mL = 300 mL)  Substituindo os valores na fórmula:  <math>(0,3 \text{ mol/L})(500 \text{ mL}) = C_2(300 \text{ mL})</math>  <math>150 \text{ mol} \cdot \text{mL} = 300 C_2</math>  <math>C_2 = 150 \text{ mol} \cdot \text{mL} / 300 \text{ mL}</math>  <math>C_2 = 0,5 \text{ mol/L}</math>  Portanto, a nova concentração da solução após a evaporação será de 0,5 mol/L.</p> <p>Resposta B</p>
52.	<p>A massa de HCl contida numa amostra de 210 g de ácido clorídrico concentrado de título igual a 37% (m/m) é:</p>

A. 0,37 g

B. 77,7 g

C. 57 g

D. 37 g

E. 21 g

**Resolução**

Para determinar a massa de HCl contida em uma amostra de ácido clorídrico concentrado, dado o título de 37% (m/m), podemos usar os seguintes passos:

Converter o título de percentagem (m/m) para uma razão de massa de HCl para a massa total da solução:

$$T_{m/m} = \frac{\text{massa de HCl}}{\text{massa total da solução}} * 100 = 37\%$$

Reorganizar a fórmula para isolar a massa de HCl:

$$(\text{massa de HCl}) = \left(\frac{T}{100}\right) * \text{massa total da solução}$$

Substituir os valores conhecidos:

$$(\text{massa de HCl}) = \frac{37}{100} * 210 \text{ g} = 77,7 \text{ g}$$

Resposta B

53. A concentração molar das soluções nos três balões

1 mol de soluto



1 000 mL  
20°C

0,5 mol de soluto



500 mL  
20°C

0,1 mol de soluto



100 mL  
20°C

é:

A. 0,1 M

B. 1 M

C. 10 M

D. 0,01 M.

E. 0,5 M

Anulada

54.	<p>Preparam-se soluções dissolvendo-se separadamente, 100 mg de LiCl, NaCl, NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> e K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> em 0,10 L de água. A solução que terá maior concentração (mol/L) será a de: (H=1; C=12; O=16; Li=7; Na=23; Cl=35,5; K=39)</p> <p>A. LiCl                      B. NaCl                      C. NaHCO<sub>3</sub>                      D. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>                      E. K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></p> <p><b>Resolução</b> Para determinar a solução com a maior concentração em mol/L, precisamos calcular a quantidade de matéria (mol) de cada composto dissolvido. A quantidade de matéria (mol) pode ser calculada usando a fórmula: <math>n = \text{massa} / \text{massa molar}</math> Vamos calcular a quantidade de matéria (mol) para cada composto: LiCl: Massa molar de LiCl = 7 + 35,5 = 42,5 g/mol <math>n = 100 \text{ mg} / 42,5 \text{ g/mol} = 0,00235 \text{ mol}</math> NaCl: Massa molar de NaCl = 23 + 35,5 = 58,5 g/mol <math>n = 100 \text{ mg} / 58,5 \text{ g/mol} = 0,00171 \text{ mol}</math> NaHCO<sub>3</sub>: Massa molar de NaHCO<sub>3</sub> = 23 + 1 + 12 + 48 = 84 g/mol <math>n = 100 \text{ mg} / 84 \text{ g/mol} = 0,00119 \text{ mol}</math> Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>: Massa molar de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = 2*(23) + 12 + 3*(16) = 106 g/mol <math>n = 100 \text{ mg} / 106 \text{ g/mol} = 0,000943 \text{ mol}</math> K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>: Massa molar de K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = 2*(39) + 12 + 3*(16) = 138 g/mol <math>n = 100 \text{ mg} / 138 \text{ g/mol} = 0,000725 \text{ mol}</math> Agora, podemos calcular a concentração em mol/L (molaridade) para cada composto, dividindo a quantidade de matéria (mol) pelo volume da solução (0,10 L): Concentração de LiCl = 0,00235 mol / 0,10 L = 0,0235 mol/L Concentração de NaCl = 0,00171 mol / 0,10 L = 0,0171 mol/L Concentração de NaHCO<sub>3</sub> = 0,00119 mol / 0,10 L = 0,0119 mol/L Concentração de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = 0,000943 mol / 0,10 L = 0,00943 mol/L Concentração de K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = 0,000725 mol / 0,10 L = 0,00725 mol/L Portanto, a solução com maior concentração em mol/L é a solução de LiCl.</p> <p>Resposta A</p>					
55.	<p>Nos seres humanos, o limite máximo de concentração de íons Hg<sup>2+</sup> é de 6mg/L de sangue, que, expresso em concentração molar, é igual a</p> <p><b>Dado:</b> massa molar do Hg = 200g/mol</p> <p>A. 3,0.10<sup>-2</sup> mol/L de sangue                      B. 1,2.10<sup>-3</sup> mol/L de sangue                      C. 6,0.10<sup>-3</sup> mol/L de sangue D. 3,0.10<sup>-5</sup> mol/L de sangue                      E. 1,2.10<sup>-5</sup> mol/L de sangue</p> <p><b>Resolução</b> Para converter a concentração máxima de íons Hg<sup>2+</sup> de 6 mg/L para concentração molar, precisamos usar a massa molar do mercúrio (Hg), que é fornecida como 200 g/mol. Primeiro, convertemos a massa de mercúrio para mols usando a fórmula: <math>n = \text{massa} / \text{massa molar}</math> <math>n = 6 \text{ mg} / 200 \text{ g/mol} = 0,03 \text{ mmol (milimols)}</math> Em seguida, convertemos milimols para mols dividindo por 1000: <math>n = 0,03 \text{ mmol} / 1000 = 3 \times 10^{-5} \text{ mol}</math> Agora podemos expressar a concentração em mol/L: Concentração = quantidade de substância / volume A quantidade de substância é de 3 x 10<sup>-5</sup> mol e o volume é de 1 L (sangue). Concentração = 3 x 10<sup>-5</sup> mol / 1 L = 3 x 10<sup>-5</sup> mol/L Portanto, a concentração molar do íon Hg<sup>2+</sup> é igual a 3,0 x 10<sup>-5</sup> mol/L de sangue.</p> <p>Resposta D</p>					
56.	<p>A concentração molar da glicose (Fórmula molecular C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) numa solução aquosa que contém 9 g de soluto em 500 mL de solução é igual a: (Dados: C = 12; H = 1; O = 16)</p> <table border="1" data-bbox="119 2116 1476 2161"> <tr> <td>A. 0,01</td> <td>B. 0,10</td> <td>C. 0,18</td> <td>D. 1,00</td> <td>E. 1,80</td> </tr> </table>	A. 0,01	B. 0,10	C. 0,18	D. 1,00	E. 1,80
A. 0,01	B. 0,10	C. 0,18	D. 1,00	E. 1,80		

**Resolução**

$$MM = 6 \times 12 + 1 \times 12 + 6 \times 16 = 180 \text{ g/mol}$$

$$M = m/MM \times V = 9/180 \times 0,5 = 0.10 \text{ mol/L}$$

Resposta B

57.

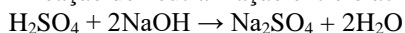
Podem-se neutralizar completamente 10 mL de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2 M empregando-se igual volume de uma solução de:

- A. NaOH 0,2 M      B. NaCl 0,4 M      C.  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0,1 M      D.  $\text{CaCl}_2$  0,2 M      E. KOH 0,4 M

**Resolução**

Para determinar a solução que pode neutralizar completamente 10 mL de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2 M, precisamos considerar a estequiometria da reação de neutralização entre ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) e a base correspondente.

A reação de neutralização entre o ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) e uma base ocorre de acordo com a seguinte estequiometria:



A proporção estequiométrica entre  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e NaOH é 1:2, o que significa que para neutralizar completamente o  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , precisamos de duas vezes a quantidade de NaOH.

A concentração de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é 0,2 M, o que indica que em 1 litro de solução, temos 0,2 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Portanto, em 10 mL (0,01 L) de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2 M, temos:

$$0,2 \text{ mol/L} \times 0,01 \text{ L} = 0,002 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Para neutralizar completamente essa quantidade de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , precisamos de duas vezes a quantidade de NaOH. Assim, a quantidade necessária de NaOH é:

$$2 \times 0,002 \text{ moles} = 0,004 \text{ moles}$$

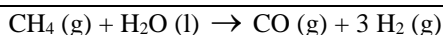
Agora, vamos calcular a concentração necessária de NaOH para fornecer 0,004 moles em 10 mL (0,01 L) de solução:

$$\text{Concentração de NaOH} = \text{quantidade de substância} / \text{volume}$$

$$\text{Concentração de NaOH} = 0,004 \text{ moles} / 0,01 \text{ L} = 0,4 \text{ M}$$

Portanto, a solução que pode neutralizar completamente 10 mL de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2 M é uma solução de NaOH 0,4 M.

58.



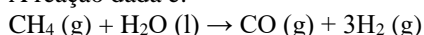
O gás hidrogénio pode ser obtido pela reacção acima. Sejam dadas as entalpias de formação em kJ/mol,  $\text{CH}_4 = -75$ ,  $\text{H}_2\text{O} = -287$  e  $\text{CO} = -108$ , a entalpia da reacção a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm, é igual a:

- A. + 254 kJ      B. - 127 kJ      C. - 470 kJ  
D. + 508 kJ      E. - 254 kJ

**Resolução**

Para determinar a entalpia da reação a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm, podemos usar a Lei de Hess, que estabelece que a variação de entalpia de uma reação é igual à soma das variações de entalpia das etapas individuais da reação.

A reação dada é:



As entalpias de formação fornecidas são:

$$\Delta H_f(\text{CH}_4) = -75 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) = -287 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{CO}) = -108 \text{ kJ/mol}$$

A entalpia da reação pode ser calculada usando as entalpias de formação dos reagentes e produtos. A equação para o cálculo é:

$$\Delta H = \sum(n \cdot \Delta H_f(\text{produtos})) - \sum(n \cdot \Delta H_f(\text{reagentes}))$$

Onde n é o coeficiente estequiométrico de cada substância.

Vamos calcular a entalpia da reação:

$$\Delta H = (1 \cdot \Delta H_f(\text{CO})) + (3 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2)) - (\Delta H_f(\text{CH}_4) + \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}))$$

$$\Delta H = (1 \cdot -108) + (3 \cdot 0) - (-75 + -287)$$

$$\Delta H = -108 + 0 + 75 + 287$$

$$\Delta H = 254 \text{ kJ/mol}$$

Resposta A

59.

Anulada

