

www.betaconcursos.com

140 Questões Química

Beta Concursos

Questões:

01. Qual o número de tipos de moléculas diferentes em um grande reservatório de gás cloro?

Dados:

a) O gás cloro tem forma molecular Cl_2 , isto é, ele tem dois átomos de cloro por molécula;

b) O cloro apresenta dois isótopos naturais: Cl^{35} e Cl^{37} .

02. (PUC - SP) A notação $^{56}_{26}\text{Fe}$ indica:

- a) 26 átomos de ferro de número de massa 56.
- b) 26 átomos grama de ferro de número de massa 56.
- c) Um isóbaro de ferro de número de massa 56.
- d) Um isótono de ferro de número de massa 56.
- e) Isótopo de ferro de número de massa 56.

03. Um átomo de número atômico Z e número de massa A :

- a) tem A nêutrons.
- b) tem A elétrons.
- c) tem Z prótons.
- d) tem $A - Z$ nêutrons.
- e) tem Z elétrons.

04. (STA. CASA) A questão deve ser respondida de acordo com o seguinte código:

A teoria de Dalton admitia que:

I. Átomos são partículas discretas de matéria que não podem ser divididas por qualquer processo químico conhecido;

II. Átomos do mesmo elemento químico são semelhantes entre si e têm mesma massa;

III. Átomos de elementos diferentes têm propriedades diferentes.

- a) Somente I é correta.
 b) Somente II é correta.
 c) Somente III é correta.
 d) I, II, III são corretas.
 e) I e III são corretas.

05. (FUVEST) O átomo constituído de 17 prótons, 18 nêutrons e 17 elétrons, possui número atômico e número de massa igual a:

- a) 17 e 17
 b) 17 e 18
 c) 18 e 17
 d) 17 e 35
 e) 35 e 17

06. (FUVEST) A seguinte representação , X = símbolo do elemento químico, refere-se a átomos com:

- a) Igual número de nêutrons;
 b) Igual número de prótons;
 c) Diferentes números de elétrons;
 d) Diferentes números de atômicos;
 e) Diferentes números de oxidação;

07. (MACK) Indique a alternativa que completa corretamente as lacunas do seguinte período: "Um elemento químico é representado pelo seu _____ , é identificado pelo número de _____ e pode apresentar diferente número de _____ ."

- a) nome – prótons – nêutrons.
 b) nome – elétrons – nêutrons.

c)	símbolo	—	elétrons	—	nêutrons.	
d)	símbolo	—	prótons	—	nêutrons.	
e)	símbolo	—	—	elétrons	—	nêutrons.

08. (PUC) Quando um metal cristaliza no sistema cúbico de faces centradas, seu número de coordenação, isto é, o número de átomos que envolve cada átomo, será igual a:

- a) 3
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 12

09. (CESCEM) As estruturas cristalinas dos metais A e B são do tipo hexagonal. Essas estruturas devem ter iguais:

- a) Densidades.
- b) Números de coordenação.
- c) Condutibilidades elétricas.
- d) Propriedades químicas.
- e) Números de átomos por volume unitário.

10. (ENG. SANTOS) As grandes cristalinas das três substâncias sulfato de potássio (K_2SO_4), enxofre (S) e zinco (Zn) apresentam respectivamente em seus nós:

- a) Íons, moléculas e átomos.
- b) Íons, átomos e moléculas.
- c) Moléculas, átomos e íons.
- d) Átomos, moléculas e íons.
- e) n.d.a.

Resolução:

01. Cada Cl_2 é formado por dois átomos quaisquer de cloro:
 $\text{Cl}^{35} - \text{Cl}^{35}$ $\text{Cl}^{35} - \text{Cl}^{37}$ $\text{Cl}^{37} - \text{Cl}^{37}$

Essas moléculas são quimicamente iguais, porém fisicamente diferentes.

Resp: Fisicamente temos 3 tipos de moléculas e quimicamente temos um único tipo de molécula.

02. E 03. D 04. D 05. D
06. B 07. D 08. A 09. B
10. A

Questões:

01. (ACAFE) Considerando-se um elemento M genérico qualquer, que apresenta configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, pode-se afirmar que:

- I. seu número atômico é 25;
- II. possui 7 elétrons na última camada;
- III. apresenta 5 elétrons desemparelhados;
- IV. pertencem a família 7A.

Estão corretas as afirmações:

- a) I, II e III somente
- b) I e III somente
- c) II e IV somente
- d) I e IV somente
- e) II, III e IV somente

02. (UFSC) O número de elétrons em cada subnível do átomo estrôncio (^{38}Sr) em ordem crescente de energia é:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 3d^{10} 5s^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4p^6 4s^2 3d^{10} 5s^2$
- e) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6 3s^2 4s^2 4p^6 3d^{10} 5s^2$

03. (ABC) De acordo com a regra de Hund, estrutura eletrônica do átomo de carbono, no estado fundamental, é representada por:

- a) $1s^2 2s^2 3p^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
- d) $1s^2 2sp^2 2p_x^1 2p_y^1$
- e) $1s^2 2sp^2 2p_x^1$

04. Conceitue orbital de um elétron.

05. Indique a distribuição eletrônica do oxigênio ($Z = 8$) no estado fundamental.

06. (ITA) O número máximo de orbitais atômicos correspondente ao número quântico principal é:

- a) n
- b) $2n$
- c) $2n + 1$
- d) n^2
- e) $2n^2$

07. (CESCEM) Qual dos valores abaixo pode representar o número atômico de um átomo que, no estado fundamental, apresenta apenas dois elétrons de valência?

- a) 16
- b) 17
- c) 18
- d) 19
- e) 20

08. (FUVEST) Em um átomo, quantos elétrons podem ocupar o orbital p representado na figura?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6

09. (PUC) O número normal de subníveis existentes no quarto nível energético dos átomos é igual a:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

10. (OSEC) Sendo o subnível 4s¹ (com um elétron) o mais energético de um átomo, podemos afirmar que:

- I. o número total de elétrons desse átomo é igual a 19;
- II. esse apresenta quatro camadas eletrônicas;
- III. a sua configuração eletrônica é 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s¹

- a) Apenas a afirmação I é correta.
- b) Apenas a afirmação II é correta.
- c) Apenas a afirmação III é correta.
- d) As afirmações I e II são corretas.
- e) As afirmações II e III são corretas.

Resolução:

01. B

02. A

03. B

04. É a região de maior probabilidade para localizarmos um elétron.

05. É a região de maior probabilidade para localizarmos um elétron.
O estado fundamental é aquele em que cada elétron está na situação de menor energia permitida.

Seguindo o diagrama de Pauling, para o átomo de oxigênio, que apresenta 8 elétrons, temos: $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^4$

06. D

07. E

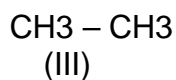
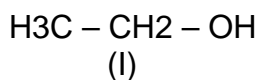
08. A

09. D

10. D

Questões:

01. Forneça a ordem crescente de pontos de ebulição das substâncias com fórmulas:



02. (FRANCISCANA) Quando a substância hidrogênio passa do estado líquido para o estado gasoso, são rompidas:

- a) ligações de Van der Waals
- b) pontes de hidrogênio
- c) ligações covalentes e pontes de hidrogênio
- d) ligações covalentes apolares
- e) ligações covalentes polares

03. (FEI) Qual o tipo de interação que se manifesta:

- a) entre moléculas NH_3 (I)?
- b) entre moléculas CH_4 (I)?

04. (ABC) Entre as moléculas abaixo, a que forma pontes de hidrogênio entre suas moléculas é:

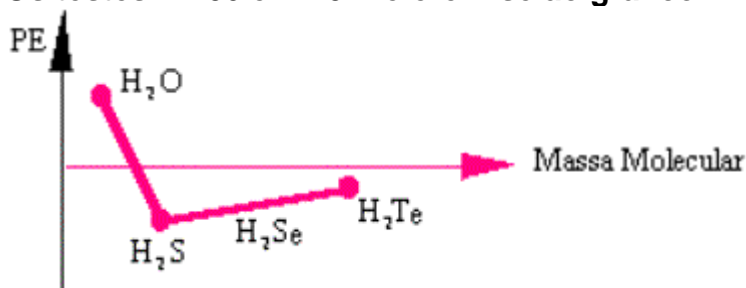
- a) CH_4

- b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
- c) $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$
- d) C_2H_6
- e) $\text{N}(\text{CH}_3)_3$

05. (UBERLÂNDIA) Identifique a substância que deve possuir maior ponto de ebulição, entre as apresentadas abaixo:

- a) Cl_2
- b) C_2H_6
- c) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
- d) $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$
- e) $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

Os testes n.º 06 e n.º 07 referem-se ao gráfico:



06. A água tem maior ponto de ebulição, porque apresenta:

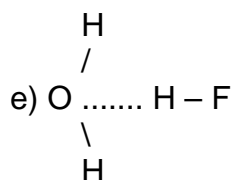
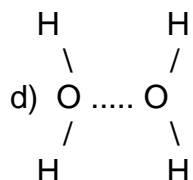
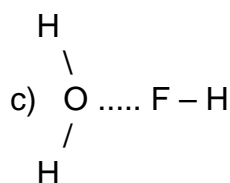
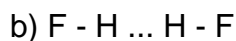
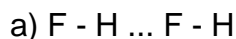
- a) molécula com 10 elétrons
- b) geometria angular
- c) hibridação sp^3
- d) ligações por pontes de hidrogênio
- e) ligações do s - p

07. H_2Te tem maior P.E. que H_2S porque possui:

- a) geometria angular
- b) maior massa
- c) ligações tipo dipolo-dipolo
- d) ligações por pontes de hidrogênio
- e) ligações do tipo s - p

08. (FEI) Qual o tipo de ligação responsável pelas atrações intermoleculares nos líquidos e sólidos constituídos de moléculas apolares?

09. (SANTA CASA) Abaixo estão esquematizadas, por linhas pontilhadas, ligações entre moléculas. Qual delas tem maior probabilidade de ocorrer?



10. (PUC) As pontes de hidrogênio aparecem:

- a) quando o hidrogênio está ligado a um elemento muito eletropositivo;
- b) quando o hidrogênio está ligado a um elemento muito eletronegativo;
- c) em todos os compostos hidrogenados;
- d) somente em compostos inorgânicos;
- e) somente nos ácidos de Arrhenius.

Resolução:

01. I: apresenta maior ponto de ebulição, pois as moléculas unem-se por pontes de hidrogênio.

II e III: moléculas apolares, unem-se por forças de Van der Waals do tipo dispersões de London. A substância III deve possuir ponto de ebulição mais alto que II, por ter moléculas maiores.

Logo, temos: $\text{II} < \text{III} < \text{I}$

02. A

- 03. a) Ponte de hidrogênio
- b) Dispersões de London

04. B

05. C

06. D

07. B

08. Forças de Van der Waals, do tipo Dispersões de London.

09. A

10. B

Questões:

01. Com referência à molécula H_2S , forneça:

- a) Distribuição eletrônica fundamental de cada elemento ($\text{H} = 1$; $\text{S} = 16$)
- b) Fórmula eletrônica.

02. (PUC) Os elétrons que diferenciam o cálcio ($Z = 20$) de seu cátion bivalente estão situados no subnível:

- a) 3s
- b) 3p
- c) 4s
- d) 3d
- e) 4p

03. (UFRS)

“Para a formação da ligação, duas condições são necessárias: um par de elétrons com spins opostos e um orbital estável em cada átomo. A força de ligação é qualitativamente proporcional à interpenetração das nuvens de carga dos dois átomos.”

O texto refere-se à ligação:

- a) iônica
- b) metálica
- c) covalente
- d) por forças de Van der Waals
- e) por pontes de hidrogênio

04. Um orbital que pertence a um só átomo denomina-se:

- a) orbital atômico
- b) orbital s
- c) orbital molecular
- d) orbital sigma
- e) orbital pi

A questão 05 refere-se ao texto:

“Chamaremos de orbital ligante, de maneira simplificada, ao orbital que possui um único elétron e que entrará em uma ligação covalente.”

05. O carbono, no estado fundamental, apresenta um número de orbitais ligantes igual a:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

A questão 06 refere-se ao texto:

“Chamaremos de orbital ligante, de maneira simplificada, ao orbital que possui um único elétron e que entrará em uma ligação covalente.”

06. No cloro, em sua configuração fundamental, o orbital ligante é do tipo:

- a) s
- b) p
- c) d
- d) f
- e) s ou p

07. O hélio, em sua configuração normal, apresenta orbitais ligantes em número de:

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3
- e) 4

08. A figura ao lado representa uma ligação:



- a) sigma (s – s)
- b) sigma (p – p)
- c) sigma (s – p)
- d) pi
- e) sigma ou pi

09. A figura abaixo representa uma ligação:



- a) sigma (s – p)
- b) pi
- c) pi ou sigma
- d) sigma (p – p)
- e) sigma (s – s)

A questão 10 deve ser respondida pelas alternativas:

- a) sigma (s – s)
- b) sigma (s – p)
- c) sigma (p – p)
- d) s (p – p) e pi

10. A molécula de H₂ tem ligação:

Resolução:

01. a) 1H – 1s¹
16S – 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴
==
b) H · · S · · H
· ·

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 02. C | 03. C | 04. A | 05. B |
| 06. B | 07. A | 08. C | 09. D |
| 10. A | | | |

Questões:

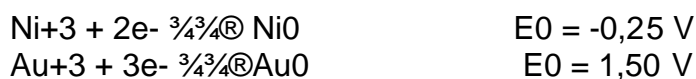
01. (PUC) Na pilha eletro-química sempre ocorre:

- a) oxidação do cátodo.
- b) movimento de elétrons no interior da solução eletrolítica.
- c) reação com diminuição de calor.
- d) passagem de elétrons, no circuito externo, do ânodo para o cátodo.
- e) reação de neutralização.

02. (MACK) Em uma pilha com eletrodos de zinco e de cobre, com circuito fechado, ocorre:

- a) o potencial do eletrodo de zinco diminui e o do cobre aumenta;
- b) o potencial dos dois eletrodos diminui;
- c) o potencial do eletrodo de zinco aumenta e o do cobre diminui;
- d) o potencial dos dois eletrodos aumenta;
- e) o potencial dos dois eletrodos não se altera.

03. (USP) Considere as seguintes semi-reações e os respectivos potenciais normais de redução (E⁰):



O potencial da pilha formada pela junção dessas duas semi-reações será:

- a) +1,25 V
- b) -1,25 V
- c) +1,75 V
- d) -1,75 V
- e) +3,75 V

04. (MACK) A reação que ocorre em uma pilha é representada pela seguinte equação: $Mn + Cu^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Cu$ Sabendo-se que o potencial de óxido-redução do manganês é igual a +1,05 volts e o do cobre é igual a -0,35 volts, e admitindo-se que a concentração dos íons é unitária, a voltagem da pilha será:

- a) 0,70 volts
- b) -1,40 volts
- c) 1,40 volts
- d) -0,70 volts
- e) n.d.a.

05. (SANTA CASA) Dentre as espécies químicas representadas abaixo através de semi-reações:

Semi-reações	Potencial padrão de Redução (volt)
$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	- 2,7
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,5
$\frac{1}{2} Cl_2 + e^- \rightarrow Cl^-$	+1,4

Qual, nas condições padrão, é a mais oxidante?

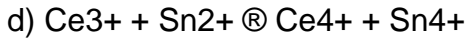
- a) Na
- b) Cu
- c) Na^+
- d) Cu^+
- e) Cl_2

06. (FUVEST) Considere os potenciais padrões de redução:

semi-reação (em solução aquosa)	potencial (volt)
$Ce^{4+} + 1e^- \rightarrow Ce^{3+}$	+1,61
$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	+0,15

Qual das reações deve ocorrer espontaneamente?

- a) $Ce^{4+} + Sn^{4+} \rightarrow Ce^{3+} + Sn^{2+}$
- b) $2Ce^{4+} + Sn^{2+} \rightarrow 2Ce^{3+} + Sn^{4+}$
- c) $Sn^{4+} + Ce^{3+} \rightarrow Ce^{4+} + Sn^{2+}$



07. (FUVEST) Na reação espontânea do exercício anterior, o oxidante e o redutor são, respectivamente:

- a) Ce^{4+} e Sn^{2+}
- b) Ce^{4+} e Sn^{4+}
- c) Ce^{3+} e Sn^{2+}
- d) Sn^{2+} e Ce^{4+}
- e) n.d.a.

08. (PUC) Conhecendo-se as seguintes equações de meia-célula e os respectivos potenciais padrão do eletrodo (E^0):



Podemos concluir que a pilha eletroquímica que funciona segundo a reação: $\text{Sn}^0 + 2 \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Sn}^{++} + 2 \text{Ag}^0$ Apresentará, nas condições padrões, a seguinte diferença de potencial:

- a) 0,54 volts
- b) 0,66 volts
- c) 0,94 volts
- d) 1,46 volts
- e) 1,74 volts

09. (MACK) Uma cela eletroquímica é constituída pelas semicelas $\text{Cr} // \text{Cr}^{+3}$ e $\text{Ag} // \text{Ag}^+$ cujos valores potenciais E^0 são:



Quando a cela está em funcionamento, é FALSA a afirmação de que:

- a) O eletrodo, onde ocorre oxidação é o ânodo da cela.
- b) A voltagem da cela é de 1,55 volts.
- c) O cromo metálico reage e forma Cr^{+3} .
- d) Os íons negativos e positivos se movimentam através da solução, mas em direções opostas.
- e) Os elétrons passam através do voltímetro, da prata para o cromo.

Resolução:

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 01. D | 02. A | 03. C | 04. C |
| 05. E | 06. B | 07. A | 08. C |
| 09. E | | | |

Questões:

01. Escrever a equação da reação que ocorre quando se dissolve cianeto de hidrogênio em água.

Indicar quais espécies químicas são ácidos de Brønsted e quais são bases de Brønsted.

02. No processo: $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$, determine os pares conjugados de acordo com a teoria de Brønsted-Lowry:

03. Um próton pode ser representado por:

- a) H_0
- b) H^-
- c) e^+
- d) e^-
- e) H^+

04. A diferença estrutural entre um ácido e uma base conjugados consiste em:

- a) um elétron
- b) um nêutron
- c) um próton
- d) dois nêutrons
- e) dois elétrons

05. (PUC) Segundo Brønsted-Lowry, um ácido é uma base conjugada, diferem entre si por:

- a) um próton
- b) uma hidroxila
- c) um hidroxônio
- d) um par de elétrons
- e) uma ligação covalente

06. (UFB) Entre as afirmativas abaixo, relacionadas com ácidos e bases, a única correta é:

- a) a base conjugada de um ácido forte é base forte;
- b) a base conjugada de um ácido fraco é uma base forte;
- c) um ácido e sua base conjugada reagem para formar sal e água;
- d) o ácido H_2O funciona como a sua própria base conjugada;
- e) n.d.a.

07. (ITA) “Ácido é uma substância capaz de receber 1 par de elétrons”.
A definição acima corresponde à proposta de:

- a) Arrhenius
- b) Brönsted
- c) Lavoisier
- d) Lewis
- e) Ostwald

08. Ag^+ é um ácido:

- a) de Arrhenius
- b) de Brönsted
- c) de Lewis
- d) nas três teorias
- e) Ag^+ não é um ácido

09. NH_3 é uma base:

- a) de Arrhenius
- b) de Brönsted
- c) de Lewis
- d) nas três teorias
- e) NH_3 não é uma base

10. (PUC) Um ácido de Lewis deve ter:

- a) hidrogênio ionizável
- b) oxigênio em sua molécula
- c) baixa densidade eletrônica
- d) larga densidade eletrônica
- e) caráter iônico

Resolução:

01. Seja a reação de ionização do HCN: $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$

Ácidos de Brönsted: HCN e H_3O^+

Bases de Brönsted: H_2O e CN^-

02. próton

HF	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+	+	F^-
ácido1		base1		ácido2		base2

1º par conjugado: HF e F^-

2º par conjugado: H_2O e H_3O^+

03. E

04. C

05. A

06. B

07. D

08. C

09. C

10. C

Questões:

01. Considere uma solução saturada de cloreto de prata contendo corpo de fundo. Adicionando pequena quantidade de cloreto de sódio sólido, qual a modificação observada no corpo de fundo?

- a) aumentará;
- b) diminuirá;
- c) permanecerá constante;
- d) diminuirá e depois aumentará;
- e) aumentará e depois diminuirá.

(UnB) A constante de dissociação dos ácidos em água (K_a) indica a força relativa dos ácidos.

De acordo com a tabela abaixo responda aos testes 02 e 03.

ácidos	K_a (a 25°C)
H ₂ S	$1,0 \times 10^{-7}$
HNO ₂	$6,0 \times 10^{-6}$
H ₂ CO ₃	$4,4 \times 10^{-7}$
CH ₃ COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
C ₆ H ₅ COOH	$6,6 \times 10^{-5}$

02. (UnB) Qual o ácido mais forte?

- a) H₂S
- b) HNO₂
- c) H₂CO₃
- d) CH₃COOH
- e) C₆H₅COOH

03. (UnB) Qual o ácido mais fraco?

- a) H₂S
- b) HNO₂
- c) H₂CO₃
- d) CH₃COOH
- e) C₆H₅COOH

Observe a tabela abaixo e responda aos testes 04 e 05:

	Ácido	Ki
a)	Fluorídrico	$6,7 \times 10^{-4}$
b)	Acético	$1,8 \times 10^{-5}$
c)	Cianídrico	$4,0 \times 10^{-10}$
d)	Sulfuroso (1 fase)	$1,7 \times 10^{-2}$

a) $1,8 \times 10^{-5}$

- b) $1,2 \times 10^{-4}$
- c) $2,0 \times 10^{-2}$
- d) $3,6 \times 10^{-2}$
- e) $6,0 \times 10^{-2}$

09. (UnB) Calcular a concentração molar de um ácido cianídrico cujo grau de dissociação é 0,01%.

Dado: $K_{\text{HCN}} = 10^{-9}$

10. (PUC) Na temperatura ambiente, a constante de ionização do ácido acético é $1,80 \times 10^{-5}$. Qual é a molaridade da solução onde o ácido se encontra 3% dissociado?

- a) $1,94 \times 10^{-2}$ molar
- b) $3,00 \times 10^{-2}$ molar
- c) $5,82 \times 10^{-4}$ molar
- d) $5,40 \times 10^{-5}$ molar
- e) $6,0 \times 10^{-7}$ molar

Resolução:

- | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 01. A | 02. E | 03. A | 04. D |
| 05. C | 06. A | 07. B | 08. A |

09. 0,1 M

10. A

Questões:

01. (FAAP) Quais as massas de Na_2CO_3 e de água, necessárias para preparar 2 kg de uma solução aquosa de carbonato de sódio de concentração igual a 0,5 molal?

02. (UFG) Qual é a molalidade de uma solução que contém 34,2 g de sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, dissolvidos em 200 g de água? **Dados:** C = 12; H = 1; O = 16

- a) 0,1 molal
- b) 0,005 molal
- c) 0,5 molal
- d) 1,2 molal
- e) 0,0005 molal

03. (PUCC) Se dissolvermos 40 g de hidróxido de sódio em 162 g de água, a quente, a fração molar do soluto será: **Dados:** Na = 23; O = 16; H = 1

- a) 0,2

- b) 0,02
- c) 0,1
- d) 0,01
- e) n.d.a.

04. (MED – POUSO ALEGRE) Concentração molal, é:

- a) Equivalente-grama de soluto por litro de solvente;
- b) Mol de soluto por litro de solvente;
- c) Mol de soluto por 1 000 g de solvente;
- d) 100 g de soluto por 1 000 g de solvente.

05. (ITA) Deseja-se calcular a fração molar do soluto de uma solução aquosa 0,50 molal desse soluto. Sabe-se que o peso molecular da água vale 18,0.

Qual é a melhor opção:

- a) O cálculo somente será possível se for dado o peso molecular do soluto.
- b) O cálculo somente será possível se forem dadas as condições de pressão e de temperatura.
- c) O cálculo somente será possível se for dada a densidade da solução.
- d) O cálculo somente será possível se for dada a fração molar do solvente.
- e) Não falta nenhum dado para o cálculo pedido.

06. (UBERLÂNDIA) A concentração de ácido acético ($C_2H_4O_2$) no vinagre é da ordem de 0,83 M. Aproximadamente, quantos gramas desse ácido há em 1 litro de vinagre? **Dados: C = 12; H = 1; O = 16**

- a) 10 g
- b) 20 g
- c) 30 g
- d) 40 g
- e) 50 g

07. (MED – ITAJUBA) Quantos gramas de Na_3PO_4 (PM = 164) são necessárias para preparar 5,0 litros de uma solução 3 molar?

- a) 10,9
- b) 65,6
- c) 98,4
- d) 273
- e) 2460

08. (MED – POUSO ALEGRE) Para se preparar um litro de solução de $KMnO_4$ 0,1 N que deve atuar como oxidante em meio ácido, são necessários do sal: **Dados: K = 39; Mn = 55; O = 16**

- a) 15,8 g

- b) 7,9 g
- c) 31,6 g
- d) 3,16 g
- e) 1,58 g

09. (PUC) Foram totalmente dissolvidos em 100 ml de ácido clorídrico 6,54 gramas de zinco. Supondo não haver variação de volume da solução, qual é a molaridade da solução final em cloreto de zinco? **Dado: $Zn = 65,4$**

- a) 0,1 M
- b) 0,2 M
- c) 1 M
- d) 2 M
- e) 10 M

10. (UFPR – UEMT) Uma solução aquosa de determinada concentração foi preparada a 20°C. Na temperatura de 60°C, a sua concentração será exatamente a mesma, somente se for expressa como:

- a) normalidade
- b) molaridade
- c) molalidade
- d) fração pondero-volumétrica
- e) fração volumétrica

Resolução:

01 - aproximadamente 106 g de Na_2CO_3 e 1894 g de H_2O

	02 - C	03 - C	04 - C	05 - E
06 - E	07 - E	08 - D	09 - C	10 - C

Questões:

01. O pH de uma solução é 6. Se reduzirmos o valor do pH da mesma solução para 2, a concentração de íons hidrogênio será:

- a) 10.000 vezes maior do que a inicial;
- b) 1.000 vezes maior do que a inicial;
- c) 1.000 vezes menor do que a inicial;
- d) 4 vezes menor do que a inicial;
- e) 3 vezes maior do que a inicial.

02. (SANTA CASA) Considerando os valores da constante de ionização da água em função da temperatura:

Temperatura (K)	K _w
298	1×10^{-14}
323	$5,3 \times 10^{-14}$

Podemos afirmar que na água pura:

- a) $[H^+] = [OH^-]$ a qualquer temperatura
- b) $[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$ a 298 K
- c) $[H^+] < 1 \times 10^{-7}$ a 298 K
- d) $[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$ a 323 K
- e) $[H^+] < 1 \times 10^{-7}$ a 323 K

03. (SANTA CASA) A 45°C o produto iônico da água é igual a 4×10^{-14} . A essa temperatura o valor de $[H^+]$ de uma solução aquosa neutra é:

- a) 6×10^{-7}
- b) 2×10^{-7}
- c) 4×10^{-7}
- d) 2×10^{-14}
- e) 4×10^{-14}

04. (PUC) O produto iônico da água aumenta com a temperatura e a 100°C vale aproximadamente 10^{-13} . Nesta temperatura, uma solução que apresente $pH = 7$:

- a) é forçosamente básica.
- b) é forçosamente ácida.
- c) é forçosamente neutra.
- d) tem um caráter que depende da natureza do soluto.
- e) tem um caráter que depende da volatilidade do soluto.

05. (PUC) Para conseguirmos aumentar o pH de uma solução aquosa, devemos nela borbulhar o gás:

- a) clorídrico
- b) amônia
- c) cianídrico
- d) carbônico
- e) hidrogênio

06. (COMBIMED) Tem-se uma solução a $pH = 7,0$ e pretende-se acidificá-la de modo que o pH fique em torno de 6,0. Pode-se conseguir isso borbulhando na solução:

- a) NH_3
- b) H_2
- c) CH_4
- d) CO_2

e) N2

07. (POUSO ALEGRE) O pH de uma solução que contém $8,5 \times 10^{-3}$ g por litro de OH^- é:

Dado: $\log 5 = 0,7$ $\text{O} = 16$ $\text{H} = 1$

- a) 10,7
- b) 10
- c) 9,3
- d) 4,7
- e) 3,3

08. (UnB) Para evitar que os meninos continuem urinando nas piscinas que devem estar em pH neutro, vem sendo usado um indicador na água, que passa de incolor para vermelho vivo, no momento e que a acidez aumenta pela adição de ácido úrico. Considerando-se o volume de 4,5 litros de água de uma piscina atingindo por meio litro de urina contendo H^+ na concentração 10^{-3} molar, a variação de pH será aproximadamente:

- a) 1 unidade
- b) 2 unidades
- c) 3 unidades
- d) 4 unidades
- e) n.d.a.

09. (FUVEST) Calcular a concentração hidroxiliônica e o pH de uma solução aquosa 0,01 molar de hidróxido de sódio, a 25°C .

$[\text{H}^+][\text{HO}^-] = 10^{-14}$ (a 25°C)

10. (USP) Juntando-se cloreto de sódio a uma solução diluída de ácido clorídrico, o pH da solução:

- a) diminui.
- b) aumenta.
- c) permanece praticamente constante.
- d) diminui, passa por um mínimo e volta ao valor original.
- e) aumenta, passa por um máximo e volta ao valor original.

Resolução:

01. A	02. A	03. B	04. A
05. B	06. D	07. A	08. C

09. $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$ íons . g / l
pH = 12

10. C

Questões:

01. (PUCC) Qual das soluções abaixo apresenta maior grau de dissociação iônica?

- a) CaCl_2 com fator Vant'Hoff igual a 2,5
- b) FeCl_3 com fator Vant'Hoff igual a 3
- c) NaCl com fator Vant'Hoff igual a 1,9
- d) Na_2CO_3 com fator Vant'Hoff igual a 2,6
- e) N. D. A.

02. (OSEC) A pressão do vapor de um líquido puro molecular depende:

- a) Apenas da estrutura de suas moléculas.
- b) Apenas da massa específica do líquido.
- c) Apenas da temperatura do líquido.
- d) Da estrutura de suas moléculas e da temperatura do líquido.
- e) Da estrutura de suas moléculas e do volume do vapor.

03. (UnB) A temperatura da ebulição de água é 100°C , quando a PMV da água, nessa temperatura, é de:

- a) 1 atm
- b) 1 torr
- c) 1 mmHg
- d) todas estão corretas
- e) N.D.A.

04. (RIO PRETO – JUNDIAÍ) Qual das propriedades abaixo é comum a todos os líquidos?

- a) Transformarem-se em gases acima de 100°C .
- b) Solidificarem-se abaixo de 0°C .
- c) Formarem, entre si, misturas heterogêneas.
- d) Ferverem à temperatura constante, independentemente de serem puros ou não.
- e) Apresentarem pressões de vapor diferentes a temperaturas diferentes.

05. Qual o número de partículas dispersas em uma solução que contém 460 gramas de álcool etílico?

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

06. Um ácido sulfúrico 0,2 molar está 80 % ionizado. Qual o número de partículas dispersas em 1 litro dessa solução?

07. Qual o número de partículas dispersas numa solução que tem 3,65 gramas de ácido clorídrico ($\text{mol} = 36,5 \text{ g}$) 80 % ionizado?

08. Qual o valor de “i” nos casos:

- a) H_3PO_4 40 % ionizado
- b) H_3PO_3 30 % ionizado
- c) H_3PO_2 20 % ionizado

09. (MAUÁ) A temperatura de ebulição de uma solução aquosa de cloreto de sódio, sob pressão constante, tende a aumentar ou diminuir com o decorrer da ebulição? Justifique.

10. (MACK) Um solvente puro tem temperatura de ebulição (t_e) e temperatura de solidificação (t_s). Adicionando-se soluto não volátil ao solvente, as temperaturas de ebulição e solidificação para a solução serão (t'_e) e (t'_s), respectivamente. É correto afirmar que:

- a) $t_e < t'_e$ e $t_s < t'_s$
- b) $t_e < t'_e$ e $t_s > t'_s$
- c) $t_e > t'_s$ e $t_s > t'_s$
- d) $t_e = t'_s$ e $t_s = t'_s$
- e) $t_e > t'_e$ e $t_s < t'_s$

Resolução:

01. C

02. D

03. A

04. E

05. 6×10^{24} partículas

06. $3,12 \times 10^{23}$ partículas

07. $1,08 \times 10^{23}$ partículas

08. a) 2,2
b) 1,6
c) 1,2

09. A temperatura de ebulição da solução tende a aumentar.

Justificativa: A temperatura de ebulição da solução é função do número de partículas dispersas; à medida que o solvente é retirado pela ebulição, a concentração de partículas aumenta e com isto aumenta a temperatura de ebulição.

10. B

Questões:

01. A análise quantitativa da glicose mostrou que 3,00 g dessa substância contêm 1,20 g de carbono, 0,20 g de hidrogênio e 1,60 g de oxigênio. Determine:

- a) a fórmula percentual em massa da glicose;
- b) a fórmula molecular da glicose, sabendo-se que sua massa molecular é igual a 180 e que as massas atômicas são: C = 12, H = 1 e O = 16.

02. Determine a fórmula mínima de um composto que encerra 40,0 % de C, 6,7 % de H e 53,5 % de O.

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

03. Determine a fórmula empírica ou estequiométrica de um composto que encerra 28,12 % de Al, 21,87 % de Si e 50,00 % de O.

Dados: Al = 27; Si = 28; O = 16

04. Determine a fórmula molecular de um composto A que contém 40,0% de C, 6,7% de H, 53,3% de O e cuja massa molecular é igual a 60.

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

05. Determine a fórmula molecular de um composto B que contém 40,0% de C, 6,7% de H, 53,3% de e cuja massa molecular é igual a 90.

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

06. Quais as fórmulas mínimas dos compostos A e B dos exercícios anteriores?

07. É correta a afirmação “compostos diferentes com a mesma fórmula mínima têm a mesma fórmula percentual em massa”?

08. Determine a fórmula mínima de um composto que encerra 81,8% de C e 18,2% de H.

Dados: C = 12; H = 1

09. Determine a fórmula empírica de um composto que encerra 97,75% de C e 6,25% de H.

Dados: C = 12; H = 1

10. Determine a fórmula estequiométrica de um composto que encerra 72,4% de Fe e

27,6% de O.

Dados: Fe = 56; O = 16

Resolução:

01. a) 40,0% de C, 6,7 % de H e 53,3% de O
b) $C_6H_{12}O_6$

02. CH_2O

03. $Al_4(SiO_4)_3$

04. $C_2H_4O_2$

05. $C_3H_6O_3$

06. CH_2O

07. Sim

08. C_3H_8

09. C_5H_4

10. Fe_3O_4

Questões:

01. Conhecendo a fórmula do ácido pirocrômico ($H_2Cr_2O_7$), comumente chamado de ácido dicrômico, achar as fórmulas dos ácidos ortocrômico e metacrômico.

02. Considere soluções aquosas de nitrato de sódio ($NaNO_3$), nitrato de chumbo ($Pb(NO_3)_2$) e cloreto de potássio (KCl).

$NaNO_3 + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$ não há precipitação

$NaNO_3 + KCl \rightarrow$ não há precipitação

$Pb(NO_3)_2 + KCl \rightarrow$ forma-se precipitado

a) Escreva a equação da reação de precipitação.

b) Qual substância constitui o precipitado? Justifique sua resposta, baseando-se nas informações acima.

03. Dê as fórmulas das substâncias:

a) hidróxido de lítio

e) ácido hipofosforoso

b) hidróxido de magnésio

f) ácido fosforoso

c) hidróxido de níquel III

g) ácido metabórico

d) hidróxido de prata

h) ácido pirossulfúrico

04. (U. PASSO FUNDO-RS) Ao dissociar em água destilada o ácido ortofosfórico (H_3PO_4), resultam, como cátion e ânion:

a) $3H^+(aq)$ e $PO_4^{3-}(aq)$

b) $PO_4^{3-}(aq)$ e $3H^+(aq)$

c) $PO_4^{3-}(aq)$ e $H^+(aq)$

d) $2H^+(aq)$ e $PO_4^{2-}(aq)$

e) $3H^+(aq)$ e $HPO_4^{2-}(aq)$

05. Escrever as fórmulas empíricas dos compostos abaixo:

Cloreto de mercúrio (II)

Sulfato de ferro (III)

Hidróxido de alumínio

Cianeto de hidrogênio

06. Assinale a alternativa que apresenta dois produtos caseiros com propriedades alcalinas.

- a) Sal e coalhada.
- b) Leite de magnésia e sabão.
- c) Bicarbonato e açúcar.
- d) Detergente e vinagre.
- e) Coca-cola e água de cal.

07. (CESGRANRIO) Na reação $\text{SO}_2 + \text{NaOH}$ (excesso) forma-se:

- a) Na_2SO_3
- b) NaHSO_3
- c) Na_2S
- d) Na_2SO_4
- e) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

08. Sobre o ácido fosfórico, são feitas cinco afirmações seguintes:

- I) Tem forma molecular H_3PO_4 e fórmula estrutural
- II) É um ácido triprótico cuja molécula libera três íons H^+ em água.
- III) Os três hidrogênios podem substituídos por grupos orgânicos formando ésteres.
- IV) É um ácido tóxico que libera, quando aquecido, PH_3 gasoso de odor irritante.
- V) Reage com bases para formar sais chamados fosfatos.

Dessas afirmações, estão correta:

- a) I e II, somente.
- b) II, III, IV, somente.
- c) I e V, somente.
- d) III e V, somente.
- e) I, II, III e V, somente.

09. Quantidades adequadas de hidróxido de magnésio podem ser usadas para diminuir a acidez estomacal. Qual o ácido, presente no estômago, principal responsável pelo baixo pH do suco gástrico? Escreva a equação da reação entre esse ácido e o hidróxido de magnésio.

10. Em uma das etapas do tratamento de água ocorre a adsorção de partículas sólidas em uma massa gelatinosa constituída de hidróxido de alumínio. Esta substância é preparada pela adição de Ca(OH)_2 e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ à água contida em tanques de tratamento.

a) Represente a reação entre Ca(OH)_2 e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

b) Quantos moles do sal devem reagir para formar um mol de hidróxido de alumínio?

Resolução:

01. orto = H_2CrO_4

meta = não é possível

02. a) Equação da reação de precipitado: $\text{Pb(NO}_3)_2 + \text{KCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + 2 \text{KNO}_3$

b) O cloreto de chumbo II (PbCl_2) é insolúvel e constitui o precipitado. O nitrato de potássio é solúvel e fica em solução aquosa.

03. a) LiOH

b) Mg(OH)_2

c) Ni(OH)_3

d) AgOH

e) H_3PO_2

f) H_3PO_3

g) HBO_2

h) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

04. A

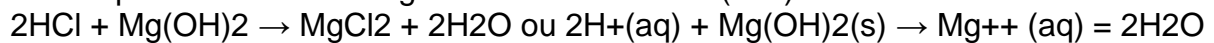
05. HgCl_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Al(OH)_3 , HCN

06. B

07. A

08. E

09. O ácido presente no estômago é o ácido clorídrico (HCl).



Observe que ocorre uma neutralização dos íons H^+ (ou H_3O^+) do ácido pelos íons OH^- da base, diminuindo portanto a acidez estomacal: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

10. a) $3\text{Ca(OH)}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{CaSO}_4$

b) $x = 0,5$ moles de sal

Questões:

01. (PUC-SP) A ligação química entre o elemento de número atômico 19 é o tipo:

a) Iônica

b) Covalente

c) Dativa

d) Metálica

e) Van der Waals

02. (CESGRANRIO) Identifique, entre os compostos mencionados abaixo, o composto iônico:

- a) BCl_3
- b) Icl
- c) CsCl
- d) HCl
- e) Cl_2

03. (U.F. VIÇOSA) A afirmativa falsa, referente à eletronegatividade, é:

- a) A diferença entre as eletronegatividades de dois elementos determina a predominância do caráter iônico ou de covalência das ligações entre seus átomos.
- b) A eletronegatividade dos elementos de um mesmo grupo de classificação periódica varia diretamente em seus raios atômicos.
- c) A eletronegatividade dos elementos de um mesmo período da classificação periódica varia diretamente com carga nuclear.
- d) O flúor é o elemento mais eletronegativo dos halogênios.
- e) Os elementos de menor eletronegatividade são os metais alcalinos.

04. (FUVEST) Considere as substâncias:

- I. argônio
- II. diamante
- III. cloreto de sódio
- IV. água

Dentre elas, apresentam ligações covalentes apenas:

- a) I e II
- b) I e III
- c) II e III
- d) II e IV
- e) III e IV

05. (PUC) A diferença entre a ligação covalente comum e a ligação covalente dativa ou coordenada reside fundamentalmente na:

- a) Diferença de eletronegatividade dos átomos nela envolvidos;
- b) Na origem dos elétrons que formam a ligação;
- c) No comprimento da reação;

- d) Na energia da ligação;
- e) No tamanho dos átomos envolvidos;

06. (FUVEST) Na tabela periódica, os elementos químicos estão ordenados:

- a) Segundo seus volumes atômicos crescentes e pontos de fusão decrescentes;
- b) Rigorosamente segundo suas massas atômicas crescentes e, salvo algumas exceções, também segundo seus raios atômicos crescentes;
- c) De maneira tal que os ocupantes de uma mesma família têm o mesmo número de níveis de energia;
- d) De tal modo que todos os elementos de transição se localizam no mesmo período;
- e) De maneira tal que o volume atômico, ponto de fusão e energia de ionização variam periodicamente.

07. (FUVEST) O número de elétrons do cátion X^{2+} de um elemento X é igual ao número de elétrons do átomo neutro de um gás nobre. Esse átomo de gás nobre apresenta número atômico 10 e número de massa 20. O número atômico do elemento X é:

- a) 8
- b) 10
- c) 12
- d) 18
- e) 20

08. (ABC) Pertencem à família dos calcogênios:

- a) O cloro e o bromo.
- b) O oxigênio e o nitrogênio.
- c) O selênio e o telúrio.
- d) O sódio e o potássio.
- e) O cálcio e o bário.

09. (CEUB) Examine atentamente o gráfico que mostra a variação de determinada propriedade X com o número atômico Z.

- a) A propriedade X é uma propriedade periódica.
- b) O valor de X aumenta proporcionalmente com Z.
- c) X é uma propriedade aperiódica.
- d) Através da análise do gráfico nada se pode dizer quanto à periodicidade de X.

10. (UFAL – UFRN) Se fosse preparado um gás nobre artificial, que na tabela periódica se localizasse logo do Rn ($Z = 86$), seu número atômico seria:

- a) 87
- b) 118
- c) 140

- d) 174
- e) 223

11. (CATANDUVA) Qual das partículas abaixo possui maior raio?

Números atômicos: Cl (17); K (19); Ca (20); S (16), Ar (18)

- a) Cl⁻
- b) K⁺
- c) Ca²⁺
- d) S²⁻
- e) Ar

Resolução:

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 01. A | 02. C | 03. B | 04. D |
| 05. B | 06. E | 07. C | 08. C |
| 09. A | 10. B | 11. D | |

Questões:

01. (PUC) Quando um metal cristaliza no sistema cúbico de faces centradas, seu número de coordenação, isto é, o número de átomos que envolvem cada átomo, será igual a:

- a) 3
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 12

02. (CESCEM) As estruturas cristalinas dos metais A e B são do tipo hexagonal. Essas estruturas devem ter iguais:

- a) Densidades.
- b) Números de coordenação.
- c) Condutibilidades elétricas.
- d) Propriedades químicas.
- e) Números de átomos por volume unitário.

03. (ENG. SANTOS) As grandes cristalinas das três substâncias sulfato de potássio (K₂SO₄) enxofre (S₈) e zinco (Zn) apresentam respectivamente em seus nós:

- a) Íons, moléculas e átomos.
- b) Íons, átomos e moléculas.
- c) Moléculas, átomos e íons.
- d) Átomos, moléculas e íons.

e) n.d.a.

04. (FEI) A alotropia se refere a:

- a) compostos binários
- b) elementos químicos
- c) ácidos
- d) bases
- e) sais

05. (IMES) Assinalar a afirmação correta:

- a) A ligação dativa é igual à ligação iônica.
- b) O hidrogênio não pode participar de ligação dativa.
- c) As substâncias iônicas nas condições ambientes são sólidas.
- d) As substâncias moleculares nas condições ambientes são líquidas.
- e) N.d.a.

06. Tem-se uma mistura de magnésio e bismuto pulverizados. A densidade do magnésio é 1,74 g/ml e a do bismuto é 9,67 g/ml. Para separar esses dois metais, precisamos escolher um líquido adequado. Assinale a alternativa correta:

- a) O líquido reage com ambos os metais e tem densidade 2,89 g/ml.
- b) O líquido reage com um dos metais e tem densidade 2,89 g/ml.
- c) O líquido não reage com nenhum dos dois metais e tem densidade 2,89 g/ml.
- d) O líquido reage com um dos metais e tem densidade 1,24 g/ml.
- e) O líquido não reage com nenhum dos metais e tem densidade 1,24 g/ml.

07. Proponha um procedimento de separação dos componentes de uma mistura de três substâncias A, B e C cujas solubilidades em água e acetona são indicadas na tabela abaixo:

Substância	Solubilidade em água	Solubilidade em acetona
A	solúvel	solúvel
B	insolúvel	solúvel
C	insolúvel	insolúvel

08. As substâncias químicas podem ser representadas por nomes, símbolos ou fórmulas. Considerando as seguintes fórmulas e símbolos: O₂ ; H₂O ; H₂S ; NaHCO₃ ; Fe ; O₃ ; H - O - O - H ; H₂O₂, é correto afirmar:

- (01) H₂O H₂S e H₂O₂ representam substâncias compostas.
- (02) O₂ e O₃ são formas alotrópicas do oxigênio.
- (04) A fórmula H₂S indica que se trata de uma molécula linear.

- (08) A água oxigenada pode ser representada por H - O - O - H ou H_2O_2 , mas esta última representação não mostra como os átomos estão ligados.
- (16) Uma das fórmulas representa o hidrogenocarbonato de sódio.
- (32) Fe pode representar o elemento ferro, um átomo de ferro ou a substância metálica ferro, embora neste último caso represente um conjunto de número indefinido de átomos do elemento ferro unidos por ligação metálica.

09. Ar	Gás carbônico
Naftaleno	Iodo
Latão	Ouro 18 quilates

Se esses materiais forem classificados em substâncias puras e misturas, pertencerão ao grupo das substâncias puras:

- a) ar, gás carbônico e latão
- b) iodo, ouro 18 quilates e naftaleno
- c) ar, ouro 18 quilates e naftaleno
- d) ar, ouro 18 quilates e naftaleno
- e) gás carbônico, naftaleno e iodo

10. (UFPI) Adicionando-se excesso de água à mistura formada por sal de cozinha, areia e açúcar, obtém-se um sistema:

- a) homogêneo, monofásico;
- b) homogêneo, bifásico;
- c) heterogêneo, monofásico;
- d) heterogêneo, bifásico;
- e) heterogêneo, trifásico.

Resolução:

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 01. A | 02. B | 03. A | 04. B |
| 05. C | 06. C | | |

07. Um procedimento seria adicionar acetona à mistura das três substâncias A, B e C, sendo que A e B iriam se dissolver e C que é insolúvel, poderia ser separado da mistura por filtração. A seguir, evaporaríamos a acetona e adicionaríamos água ao sistema formado agora pelas substâncias A e B; sendo que pelo fato de B ser insolúvel, em água, poderíamos separá-la por filtração, e através de uma destilação simples ou evaporação, recuperaríamos a substância A.

08. (01) Correto
(02) Correto
(04) Errado (é angular)
(08) Correto
(16) Correto ($NaHCO_3$)
(32) Correto

09. E

10. D