



MODALIDADE EM3

Leia atentamente as instruções abaixo:

- Esta prova destina-se exclusivamente aos alunos da 3^a série do ensino médio.
- A prova contém vinte questões objetivas, cada uma com cinco alternativas, das quais apenas uma é correta. Assinale na folha de respostas a alternativa que julgar correta.
- A prova deve ter um total de **OITO** páginas, sendo a primeira folha a página de instruções e a oitava a folha de respostas.
- Cada questão tem o valor de um ponto.
- A duração da prova é de **DUAS** horas.
- O uso de calculadoras comuns ou científicas é permitido.
- Fica proibida a consulta de qualquer material.

Rio de Janeiro, 21 de agosto de 2010.



TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

1																	18
1 H 1,0																	2 He 4,0
3 Li 6,9	4 Be 9,0	n° atômico SÍMBOLO massa atômica										5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
11 Na 23,0	12 Mg 24,3	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
19 K 39,0	20 Ca 40,0	21 Sc 45,0	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52,0	25 Mn 55,0	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79,0	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc 98	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 127,0	54 Xe 131,3
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57-71	72 Hf 178,5	73 Ta 181,0	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197,0	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89-103	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 262	108 Hs 265	109 Mt 266									
Série dos Lantanídeos	57 La 138,9	58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm 145	62 Sm 150,4	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 159,0	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173,0	71 Lu 174,97		
Série dos Actinídeos	89 Ac 227	90 Th 232,0	91 Pa 231,0	92 U 238,0	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 262		

QUESTÕES

01 – O vinagre comercial no Brasil apresenta uma concentração de 3 a 5 % de ácido etanóico. Para determinar se certa marca de vinagre está dentro das especificações brasileiras foi feito o seguinte teste: titulou-se 10 mL do vinagre com uma solução 40 g/L de hidróxido de sódio. Admitindo a densidade do vinagre comercial como 1,12 g/cm³, o volume, em litros, da solução de hidróxido de sódio gasto na titulação foi de

- (a) $9,3 \times 10^0$ (b) $9,3 \times 10^{-1}$ (c) $9,3 \times 10^{-2}$ (d) $9,3 \times 10^{-3}$ (e) $9,3 \times 10^{-4}$

02 – (FUVEST – Adaptada) Um dos grandes problemas dos adolescentes hoje em dia é a má alimentação, que pode gerar vários problemas de saúde como diabetes, obesidade e até infartos. Sem contar que a deficiência de Zn²⁺ no organismo causa problemas de crescimento, que podem ser sanados pela ingestão de comprimidos que contêm ZnO, os chamados enegéticos. Certos comprimidos contêm 1,62 × 10⁻² g de ZnO. O Zn²⁺ pode também ser administrado por meio de solução aquosa de ZnSO₄. Que volume dessa solução, de concentração 0,10 mol/L contém massa de Zn²⁺ igual àquela contida em dez comprimidos de ZnO?

- (a) 1,0 mL (b) 2,0 mL (c) 5,0 mL (d) 10 mL (e) 20 mL

03 – A combustão completa de 0,10 mol de um composto orgânico constituído de carbono, hidrogênio e oxigênio gastou 0,30 mol de gás oxigênio, e produziu 8,8 g de dióxido de carbono e 5,4 g de água. Esse composto orgânico poderá ser

- (a) CH₃OH (b) CH₃CHO (c) C₂H₅OH (d) CH₃COCH₃ (e) HCOOH

04 – (OQB 2008) A soma das concentrações dos íons presentes em uma solução preparada a partir da dissolução completa de 1,25 g de sulfato cúprico penta-hidratado em volume de água suficiente para completar 500 ml de solução, expressa em mmol/L, é de aproximadamente

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



05 – O quadro a seguir apresenta uma série de compostos com seus nomes vulgares, estrutura e uso.

Nº	Nome	Estrutura	Uso
I	Glicina	$\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	Biomolécula constitucional.
II	Fomecin A		Bactericida
III	Mescalina		Alucinógeno
IV	Vanilina		Aromatizante
V	Procaína		Anestésico
VI	Cânfora		anti-pruriginoso

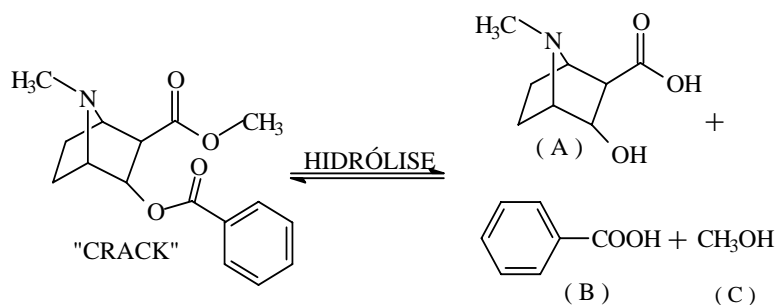
Sobre esses compostos é **INCORRETO** afirmar que

- (a) Os compostos **II** e **IV** apresentam cadeia aromática e as funções aldeído e fenol.
- (b) Somente os compostos **I** e **VI** não são aromáticos.
- (c) A cânfora é uma cetona cíclica.
- (d) Os compostos **I**, **III** e **V** apresentam função amina.
- (e) O composto **I** apresenta uma cadeia aberta, heterogênea, normal e saturada.

06 – O alumínio e o cobre são largamente empregados na produção de fios e cabos elétricos. A condutividade elétrica é uma propriedade comum dos metais. Este fenômeno deve-se

- (a) à presença de impurezas de ametais que fazem a transferência de elétrons.
- (b) ao fato de os elétrons nos metais estarem fracamente atraídos pelo núcleo.
- (c) à alta afinidade eletrônica destes elementos.
- (d) à alta energia de ionização dos metais.
- (e) ao tamanho reduzido dos núcleos dos metais.

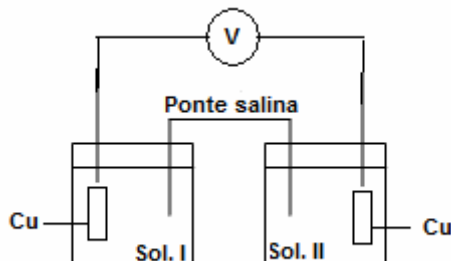
07 – Na década de 80, começou o uso do crack, uma forma nova e mais barata de cocaína. Esta droga promove no usuário atitudes violentas e anti-sociais. O uso pode resultar em perda de peso, deterioração do sistema nervoso, problemas gastrointestinais e morte em curto prazo.



As funções orgânicas presentes no reagente e nos produtos são:

- (a) Reagente: éster e amina, Produtos: ácido carboxílico, álcool e amina.
- (b) Reagente: éter, cetona e amina, Produtos: ácido carboxílico, álcool, e amina.
- (c) Reagente: éster e amida, Produtos: ácido carboxílico, álcool, e amida.
- (d) Reagente: éster e amina, Produtos: ácido carboxílico, álcool, amina e fenol.
- (e) Reagente: éster e amida, Produtos: ácido carboxílico, álcool, amida e fenol.

08 – O esquema abaixo representa uma pilha eletroquímica formada por dois sistemas de eletrodos numa temperatura de 25 °C. Em ambos, existe uma peça de cobre metálico submerso em uma solução. Ambas as soluções são de sulfato cupríco, sendo a solução I cem vezes mais concentrada que a solução II. O fio que conecta as peças metálicas é completamente inerte.



Considerando a pilha ilustrada, foram feitas as seguintes afirmações:

- I) Ocorrerá uma reação de oxidação e a diferença de potencial pode ser calculada a partir da equação de Nernst.
- II) Não ocorrerá nenhuma reação, pois as peças de cobre metálico estão em contato com íons do próprio metal.
- III) Ocorrerá uma reação de oxidação e a peça de cobre que está em contato com a solução II sofrerá oxidação.
- IV) Ocorrerá uma reação de oxidação, porém não é possível, a partir das informações fornecidas, estimar qual das peças sofrerá oxidação.

A(s) afirmativa(s) que está(ão) **CORRETA(S)** é(são):

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



09 – Três soluções, I, II e III, foram preparadas adicionando-se uma mesma quantidade de matéria dos seguintes solutos: solução I – uréia ((NH₂)₂CO); solução II – ácido sulfúrico (H₂SO₄); solução III – ácido acético (CH₃COOH). As três soluções foram preparadas com uma mesma massa de solvente, a saber, água. Considerando comportamento ideal e definindo as temperaturas de início de congelamento das três soluções como T_I, T_{II} e T_{III}, respectivamente. A relação entre estas temperaturas será

- (a) T_I = T_{III} < T_{II}
(b) T_I < T_{III} < T_{II}
(c) T_{II} = T_{III} < T_I
(d) T_I = T_{II} = T_{III}
(e) T_{II} < T_{III} < T_I

10 – Dada a reação A + B → C, e a tabela de velocidades de reação em diferentes concentrações de reagentes à 200°C. Determine o valor da constante de velocidade para esta reação, na temperatura em questão.

Velocidade (mol . L ⁻¹ . min ⁻¹)	[A] (mol . L ⁻¹)	[B] (mol . L ⁻¹)
0,15	0,6	0,6
0,30	1,2	0,6
0,45	1,8	0,6
0,15	0,6	1,2
0,15	0,6	1,8

- (a) 0,25 min⁻¹
(b) 0,42 L . mol⁻¹ . min⁻¹
(c) 0,69 L² . mol⁻² . min⁻¹
(d) 2,3 L . mol⁻¹ . min⁻¹
(e) 4,0 min⁻¹

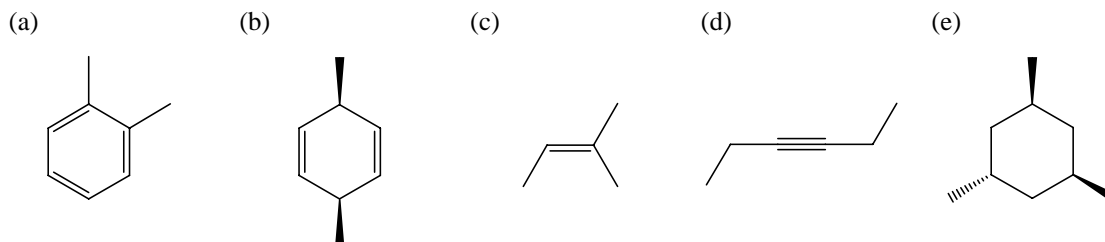
11 – Uma solução foi preparada a partir da mistura de 0,50 L de uma solução de um ácido forte H₂A (α = 1) cuja concentração é 0,20 mol/L com 200 mL de uma solução de uma base forte BOH (totalmente solúvel) na concentração de 0,50 mol/L. O valor de pH da solução final é

- (a) 1,0 (b) 1,3 (c) 7,0 (d) 10,0 (e) 12,7

12 – Calcule o K_a do ácido nitroso, a uma temperatura de 25 °C, sabendo que, uma solução aquosa de concentração 0,020 mol/L apresenta grau de ionização igual a 15 %.

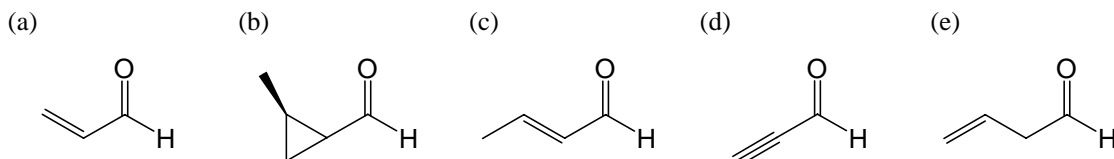
- (a) K_a = 4,0 × 10⁻⁴
(b) K_a = 1,4 × 10⁻²
(c) K_a = 3,0 × 10⁻³
(d) K_a = 2,0 × 10⁻²
(e) K_a = 5,3 × 10⁻⁴

13 – Qual das estruturas a seguir apresenta isomeria geométrica?

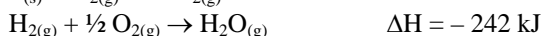




14 – Qual é o aldeído de menor massa molar que apresenta isomeria geométrica?



15 – (OBQ 2009 – Adaptada) Os produtos da combustão do $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$ são $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ e $\text{SO}_{2(g)}$. Usando as informações dadas nas equações termodinâmicas abaixo, calcule a variação de entalpia na reação de combustão de 1 mol de $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$.



- (a) -67 kJ (b) 34 kJ (c) -560 kJ (d) -34 kJ (e) -518 kJ

16 – (OBQ 2008 – Adaptada) A pirita (FeS_2) é um minério de ferro conhecido como ouro de tolo em face de sua aparência. Quando queimada na presença de oxigênio do ar, a pirita é convertida nos óxidos Fe_2O_3 e SO_2 . O ferro é então obtido a partir do óxido férrico em um alto-forno. A massa de ferro, em kg, que pode ser obtida a partir de uma tonelada de pirita de pureza igual a 95 % está entre

- (a) 250 e 300 (b) 300 e 350 (c) 350 e 400 (d) 400 e 450 (e) 450 e 500

17 – (OBQ 2008) Certo elemento químico apresenta um isótopo radioativo de número de massa X . Se um átomo desse isótopo emite, sucessivamente, uma partícula alfa (α) e duas partículas beta (β) a diferença entre o número de massa e o número atômico deste átomo

- (a) não varia. (d) aumenta em 2 unidades.
(b) diminui em 2 unidades. (e) aumenta em 4 unidades.
(c) diminui em 4 unidades.

18 – Considere os seguintes grupos de moléculas abaixo:

Grupo I: BF_3 , CHF_3 e CF_3 .

Grupo II: SO_2 , SO_3 e O_3 .

Grupo III: CO_2 , H_2O e N_2O .

O número de moléculas em cada grupo que possuem um átomo central com hibridação sp^2 é

	Grupo I	Grupo II	Grupo III
(a)	1	2	1
(b)	3	1	2
(c)	1	3	0
(d)	2	2	2
(e)	2	3	3



19 – A tabela periódica atual é uma evolução da obra de vários cientistas do século XIX, especialmente do russo Mendeleev. Ao organizar os elementos conhecidos até aquela época verificou-se a existência de uma “lei periódica”, pois as propriedades químicas dos elementos repetiam-se ao longo da tabela. Os elementos com propriedades semelhantes foram agrupados em colunas, chamadas de grupos.

Analise as afirmativas abaixo sobre propriedades periódicas.

I) Os halogênios apresentam os maiores valores de afinidade eletrônica dentre todos os grupos da tabela periódica.

II) O elemento com maior valor para a primeira energia de ionização de toda a tabela periódica é o hélio.

III) Os elementos do grupo 1 apresentam os menores valores de afinidade eletrônica dentre todos os grupos da tabela periódica.

IV) O raio atômico diminui com o aumento do número de prótons em toda a tabela periódica.

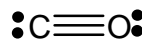
Estão corretas **APENAS** as afirmativas

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

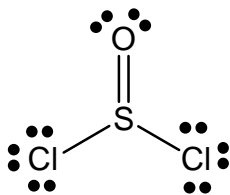
20 – As figuras abaixo mostram as estruturas de Lewis para algumas substâncias.



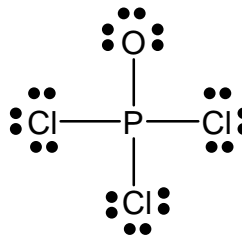
N₂O (Figura I)



CO (Figura II)



SOCl₂ (Figura III)



POCl₃ (Figura IV)

Estão corretas **APENAS** estruturas mostradas nas figuras

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



FOLHA DE RESPOSTA – EM3

Nome: _____

	A	B	C	D	E
Questão 01					
Questão 02					
Questão 03					
Questão 04					
Questão 05					
Questão 06					
Questão 07					
Questão 08					
Questão 09					
Questão 10					
Questão 11					
Questão 12					
Questão 13					
Questão 14					
Questão 15					
Questão 16					
Questão 17					
Questão 18					
Questão 19					
Questão 20					

Número de acertos: