



Código de inscrição	Data:04/06/2019
	Horário: 13:30 – 17:30

Orientações gerais

- Somente identifique sua prova com o código de inscrição (**não** coloque seu nome);
- Assim que assinar a lista de presença verifique seu código de inscrição e preencha todos os campos referentes em todas as páginas;
- Não é permitida consulta bibliográfica;
- Realizar a prova com caneta azul;
- Será permitido o uso de calculadora científica simples;
- Não será permitido o uso de aparelhos eletrônicos e celulares;
- Esta página da prova pode ser destacada para consultar a tabela periódica;
- Não é permitida a consulta a outras tabelas periódicas;
- As questões devem ser respondidas no espaço destinado as mesmas, **não** sendo permitido o uso do verso da folha de prova.

TABELA PERIÓDICA

																		No. Atômico			
																		Elemento			
																		Massa Atômica			
1 H 1,0																	2 He 4,0				
3 Li 6,9	4 Be 9,0											5 B 10,5	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 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9				
19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45,0	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52,0	25 Mn 54,9	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 83,6				
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 97,0	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,6	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3				
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,6	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 Ac 227	104 Unq 261	105 Unp 262	106 Unh 263																
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 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0								
90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	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 (260)								



Código de inscrição		Data:04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 1: O etanoato de etila (acetato de etila) é um muito utilizado em processos de purificação de substâncias orgânicas, principalmente em cromatografias de coluna. A estrutura da substância em questão é representada abaixo na Figura 1:

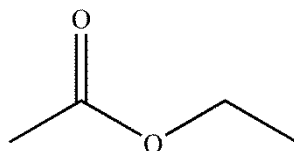
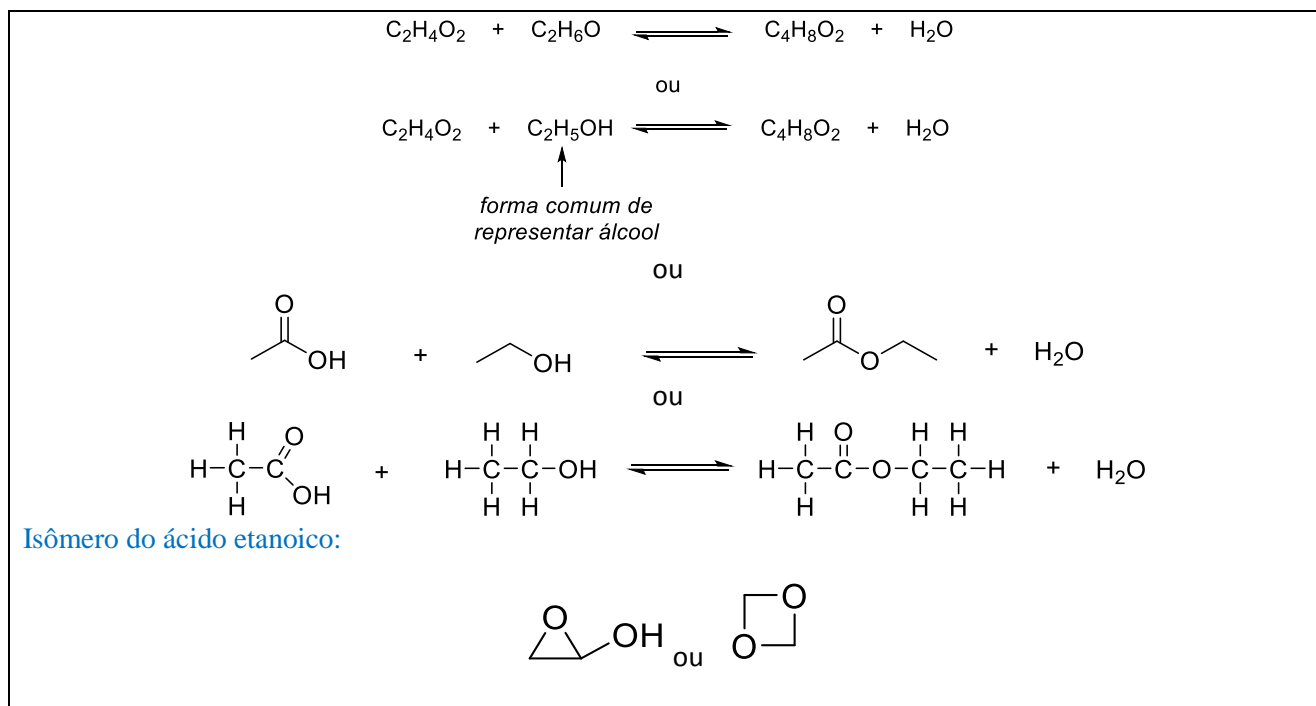


Figura 1: Estrutura molecular do etanoato de etila.

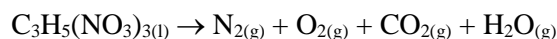
Uma das metodologias para obter o etanoato de etila consiste na reação de esterificação envolvendo ácido etanoico (acético) e etanol (álcool etílico). Escreva a reação química balanceada da reação de formação do éster em questão. Represente a estrutura de um isômero do ácido etanoico, contendo necessariamente um grupo funcional éter e os dois átomos de carbono devem apresentar hibridização sp^3 .





Código de inscrição		Data: 04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 2: A nitroglicerina é um explosivo que, após reação química, forma quatro gases diferentes quando detonada:



Calcule a variação de entalpia quando 10,0 g de nitroglicerina são detonados.

Dados: nitroglicerina: $\Delta H^\circ_f = -364 \text{ kJ/mol}$

$\text{CO}_{2(g)}$: $\Delta H^\circ_f = -393,5 \text{ kJ/mol}$

$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$: $\Delta H^\circ_f = -241,8 \text{ kJ/mol}$

$\text{N}_{2(g)}$ e $\text{O}_{2(g)}$: $\Delta H^\circ_f = 0 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = \sum[\Delta H^\circ_{f(\text{produtos})}] - \sum\Delta H^\circ_{f(\text{reagentes})}]$$

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ_{\text{reação}} &= 6 \text{ mol} \times \Delta H^\circ_f [\text{CO}_{2(g)}] + 5 \text{ mol} \times \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O}_{(g)}] - 2 \text{ mol} \times \Delta H^\circ_f [\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3(l)] \\ &= 6 \text{ mol} (-393,5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol} (-241,8 \text{ kJ/mol}) - 2 \text{ mol} (-364 \text{ kJ/mol}) \\ &= -2842 \text{ kJ/mol para 2 mols de nitroglicerina}\end{aligned}$$

O problema pede a variação de entalpia quando se tem 10,0 g de nitroglicerina. É preciso determinar então a quantidade de nitroglicerina em 10,0g.

$$227 \text{ g} \text{-----} 1 \text{ mol}$$

$$10 \text{ g} \text{-----} x \text{ mols}$$

$$X = 0,044 \text{ mols}$$

Assim, a variação da entalpia de 0,044 mols é:

$$2 \text{ mols} \text{-----} -2842 \text{ kJ/mol}$$

$$0,044 \text{ mols} \text{-----} y$$

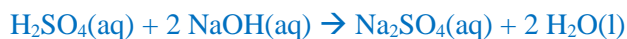
$$Y = -62,6 \text{ kJ/mol}$$



Código de inscrição		Data:04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 3: Uma amostra de 50,0 g de NaOH impuro são dissolvidos em água suficiente para 1000 mL de solução. Verifica-se, a seguir, que uma alíquota de 20 mL dessa solução consome, na titulação, 12,0 mL de H₂SO₄ 1,0 mol/L. Qual a porcentagem de pureza presente no NaOH? Admita que as impurezas não reajam com o H₂SO₄.

Reação:



Inicialmente determina-se o número de mols de H₂SO₄ consumidos na titulação:

Sendo n = número de mols

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = (1 \text{ mol}/1000 \text{ mL}) \times 12 \text{ mL} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Como $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2n(\text{NaOH})$

$$n(\text{NaOH}) = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Portanto a massa de NaOH referente aos $2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$ é igual a 0,96 g (em 20 mL).

Portanto, em 1000 mL há 48,00 de NaOH (puro).

$$\% \text{ pureza} = (48,0\text{g}/50,0 \text{ g}) \times 100 = 96,0 \%$$



Código de inscrição		Data:04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 4: Para a reação apresentada abaixo a 400 K, a constante de equilíbrio $K_c = 1,1 \times 10^{-2}$. Sabendo-se que 1,0 g de PCl_5 foi colocado em um balão de 250 mL, determine as concentrações molares na mistura em equilíbrio, assim como a porcentagem de PCl_5 decomposta nessa temperatura de 400 K?



Concentração inicial de PCl_5 :

$$[\text{PCl}_5] = \frac{\left(\frac{1,0 \text{ g PCl}_5}{208,22 \text{ g mol}^{-1} \text{ PCl}_5} \right)}{0,250 \text{ L}} = 0,019 \text{ mol L}^{-1}$$



Concentração (mol/L)	$\text{PCl}_{5(g)}$	$\text{PCl}_{3(g)}$	$\text{Cl}_{2(g)}$
Inicial	0,019	0	0
Varição	-x	+x	+x
Equilíbrio	0,019 - x	+x	+x

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(x)(x)}{(0,019-x)} = \frac{x^2}{(0,019-x)}$$

$$\frac{x^2}{(0,019-x)} = 1,1 \times 10^{-2}$$

$$x^2 = (1,1 \times 10^{-2})(0,019-x)$$

$$x^2 + (1,1 \times 10^{-2})x - 2,1 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-(1,1 \times 10^{-2}) \pm \sqrt{(1,1 \times 10^{-2})^2 - (4)(1)(-2,1 \times 10^{-4})}}{2,1}$$

$$x = \frac{-(1,1 \times 10^{-2}) \pm 0,031}{2,1} = +0,010 \text{ ou } -0,021$$

O valor negativo não é significativo, então $x = 0,010 \text{ mol/L}$

Então:

$$[\text{PCl}_5] = 0,009 \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_3] = 0,010 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,010 \text{ mol/L}$$

Sendo a porcentagem de decomposição é dada por:

$$\frac{0,010}{0,019} \times 100 = 53\%$$



Código de inscrição		Data:04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 5: Um estudante deseja determinar a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) do AgBr construindo uma célula eletroquímica baseada na seguinte reação global apresentada abaixo:



Neste experimento, um estudante adiciona íons Ag⁺ até a precipitação de AgBr no cátodo, alcançando a concentração de íons Ag⁺ de 0,060 mol/L. Sabendo que o potencial de célula medido corresponde a 1,710 V a temperatura de 25 °C, com pressão de H₂ de 1 bar e pH = 0, determine o valor de K_{ps} encontrado pelo estudante.

Dado: Equação de Nernst: $E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log Q$

Para o cálculo do K_{ps} do AgBr a 25 °C é necessário determinar a concentração de íons Br⁻. Aplicando a equação de Nernst para a célula eletroquímica, notando que as atividades para Br_{2(l)} e H₂O_(l) serão unitárias, temos:

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cel}}^0 - \frac{0,0592}{n} \log Q = E_{\text{cel}}^0 - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Br}^-]^2 [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{P_{\text{H}_2}}$$

Notando que a reação eletroquímica envolve a transferência de 2 elétrons, pressão de H₂ = 1 bar e que em pH = 0 a [H₃O⁺] é 1,0 mol L⁻¹, temos:

$$1,710 \text{ V} = 1,065 \text{ V} - \frac{0,0592}{2} \log [\text{Br}^-]^2$$

$$\log [\text{Br}^-] = -10,895$$

$$\therefore [\text{Br}^-] = 1,27 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do K_{ps} para o equilíbrio $\text{AgBr}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Br}^-_{(aq)}$:

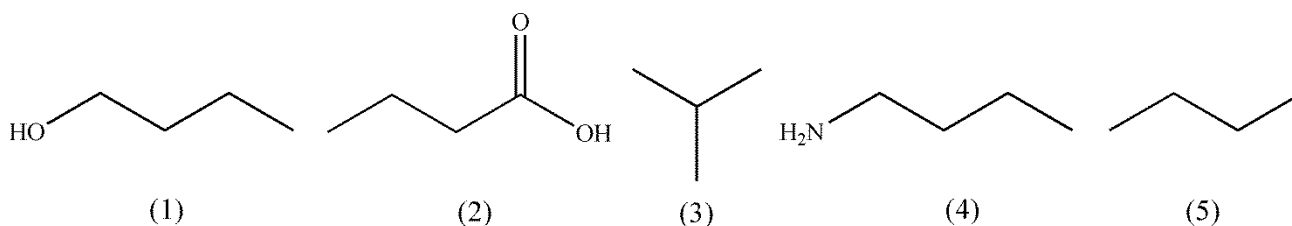
$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = (0,060) \times (1,27 \times 10^{-11})$$

$$\therefore K_{\text{ps}} = 7,63 \times 10^{-13}$$



Código de inscrição		Data:04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 06: Examine as estruturas das seguintes substâncias orgânicas abaixo e coloque essas substâncias em ordem decrescente de temperatura de ebulição, explicitite seu raciocínio utilizando as terminologias químicas adequadas.



Ordem: (2) > (1) > (4) > (5) > (3)

O composto 2 pode interagir entre si formando dímeros de ligação de hidrogênio, o que lhe confere uma alta temperatura de ebulição. O composto 1, pode formação ligação de hidrogênio mais forte que o composto 4, uma vez que a carga parcial positiva no átomo de hidrogênio de um álcool é maior do que em uma amina. O composto 5 interage por dipolo induzido de forma mais eficiente que o composto 3 devido à menor superfície de contato que este composto tem para interagir entre si.



Código de inscrição		Data:04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 7: A efedrina ($C_{10}H_{15}ON$), um estimulante do sistema nervoso central, é usado em borrifadores nasais como descongestionante. Esse composto é uma base orgânica fraca. Utilizando a reação abaixo de uma solução de 0,035 mol/L de efedrina com $pH = 11,33$, determine quais são as concentrações no equilíbrio de $C_{10}H_{15}ON$, $C_{10}H_{15}ONH^+$ e OH^- , assim como a constante K_b para a efedrina.



Resposta

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 11,33 = 2,67$$

$$[OH^-] = 10^{-2,67} = 2,138 \times 10^{-3} = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Concentração (mol/L)	$C_{10}H_{15}ON$	$C_{10}H_{15}ONH^+$	OH^-
Inicial	0,035	0	0
Varição	$0,035 - 2,1 \times 10^{-3}$	$2,1 \times 10^{-3}$	$2,1 \times 10^{-3}$
Equilíbrio	0,033	$2,1 \times 10^{-3}$	$2,1 \times 10^{-3}$

$$[C_{10}H_{15}ON] = 0,033 \text{ mol/L}$$

$$[C_{10}H_{15}ONH^+] = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Logo:

$$K_b = \frac{[C_{10}H_{15}ONH^+][OH^-]}{[C_{10}H_{15}ON]} = \frac{(2,138 \times 10^{-3})^2}{(0,03286)} = 1,4 \times 10^{-4}$$



Código de inscrição		Data:04/06/2019
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 8: Com base nos modelos de ligação covalente e iônica e suas correções, explique a menor variação entre os valores teórico e experimental para o comprimento de ligação do AgF e a maior variação para o AgI, apresentados na Tabela abaixo.

Tabela: comprimento de ligação (r) em pm para haletos de prata.

Haletos de prata	$r^+ + r^-$ (teórico)	r (experimental)
AgF	248	246
AgCl	296	277
AgBr	311	289
AgI	320	281

r^+ : raio do cátion;

r^- : raio do ânion.

Resposta:

A molécula de AgF apresenta o maior caráter de ligação iônica dentre as demais, logo a soma dos raios iônicos do cátion e do ânion se aproximam mais do valor experimental. Isso porque o átomo de Flúor (Fluoreto: F^-) é menos polarizável devido seu menor tamanho. Já para a molécula de AgI, uma vez que o átomo de Iodo (Iodeto: I^-) é maior, portando mais polarizável, seu caráter covalente é maior e com isso os valores de soma de raio teórico (cátion + ânion) se afastam do valor experimental determinado.