



<i>Código de inscrição</i>	Data: 28/06/2022
	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)								



<i>Código de inscrição</i>	Data: 28/06/2022
	Horário: 13:30 – 17:30

Questão 1: O eletrodo de referência de Ag/AgCl é atualmente o mais utilizado em pH-metros e outras medidas eletroquímicas, principalmente, devido a sua praticidade e baixa toxicidade. O eletrodo de Ag/AgCl pode ser construído a partir da aplicação de um potencial numa célula eletroquímica contendo um fio de prata na presença de uma solução de HCl. Baseado nessas informações e nos dados abaixo, calcule o potencial padrão (E^0) do eletrodo de referência de Ag/AgCl para sua reação redox: $\text{AgCl}_{(s)} + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$:

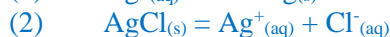
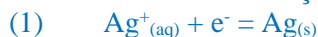
Dados:



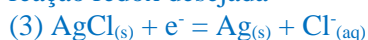
$$K_{ps} \text{ do AgCl} = 1,8 \times 10^{-10};$$

Eq. de Nernst: $E = E^0 - 0,0592/n(\log Q)$, no qual Q é quociente da reação e n é o número de elétrons envolvidos.

Gabarito: Primeiramente é necessário entender as reações que estão ocorrendo na célula eletroquímica, as quais devem ser escritas na sua forma correta para ser relacionada aos dados de E^0 e K_{ps} , ou seja, a reação redox no sentido da redução e a reação de precipitação no sentido da solubilização, respectivamente.



Após o entendimento das reações que estão ocorrendo na célula, somando as reações (1) e (2) obtém-se a reação redox desejada



Dessa forma, é possível calcular a K_{redox} dessa reação (3) por meio da multiplicação das constantes das reações (1) e (2). No entanto, a K_{redox} da equação (1) como normalmente não é informada, precisa ser calculada por meio da equação de Nernst, conforme mostrado abaixo. Após encontrar o valor de K da reação (3), o potencial padrão da reação (3) pode ser também calculado por meio da equação de Nernst, uma vez que quando a reação está em equilíbrio temos:

$$Q = K \text{ e } E = 0$$

Ou seja

$$0 = E^0 - 0,0592/n \log K$$

Rearranjando é possível calcular tanto o E^0 quanto K_{redox} de uma reação eletroquímica por:

$$(4) \quad E^0 = (0,0592/n) \times (\log K) \text{ ou } (5) \quad K = 10 (nE^0 / 0,0592)$$

Assim, após essas definições é necessário realizar três cálculos para encontrar:

I) o $K_{\text{redox}1}$ da reação (1),

II) o $K_{\text{redox}3}$ da reação (3) e;

II) E^0 da reação (3)

Cálculos

I) Usando a equação (5)

$$K_{\text{redox}1} = 10 (nE^0 / 0,0592)$$

$$K_{\text{redox}1} = 10 (0,8 \times 1/0,0592)$$

$$K_{\text{redox}1} = 3,26 \times 10^{13}$$

$$\text{II) } K_{\text{redox}3} = K_{\text{redox}1} \times K_{ps} = (3,26 \times 10^{13}) \times (1,8 \times 10^{-10}) = K_{\text{redox}3} = 5,87 \times 10^2$$

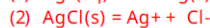
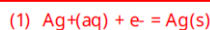
III) E^0 Ag/AgCl usando a equação (4)

$$E^0 = (0,0592/n) \times (\log K)$$

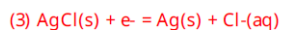
$$E^0 \text{ Ag/AgCl} = (0,0592/1) \times (\log 5,87 \times 10^2)$$

$E^0 \text{ Ag/AgCl} = + 0,16 \text{ V}$ ou $\sim 0,2 \text{ V}$ (obs: valor é próximo ao valor tabelado de $+0,22 \text{ V}$ devido às aproximações)

ALTERNATIVAMENTE



$$\text{no eq. } E=0 \quad E^0 = 0,0592 \log(kps) = -0,57 \text{ V} \text{ (calculado)}$$

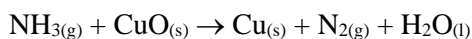


$$\text{Somando as duas, } 0,8\text{V} - 0,57\text{V} = 0,23\text{V}$$



<i>Código de inscrição</i>		Data: 28/06/2022
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 2: Uma maneira de obter Cobre em pequenas quantidades consiste na reação envolvendo amônia e óxido de cobre (II). Partindo de 0,9 mol do óxido de cobre (II) e 30 g de amônia (80 % de pureza), determine a quantidade em massa de Cobre que é produzida, utilizando a equação química abaixo (equação não balanceada).



Gabarito: Espera-se que o(a) candidato(a) escreva as fórmulas químicas das espécies envolvidas e faça o balanceamento da reação.



Em seguida, faça uso das massas atômicas para encontrar a massa molar dos compostos para então encontrar o reagente limitante da reação:

Número de mols de amônia que reagem com 0,9 mol de CuO:

$$\text{Número de mols de NH}_3 = 0,9 \text{ mol de CuO} \times (2 \text{ mol de NH}_3 / 3 \text{ mol de CuO}) = 0,6 \text{ mol de NH}_3$$

Sabe-se que $n = m/\text{MM}$,

logo:

$$0,6 \text{ mol de NH}_3 \times 17(\text{g/mol}) = 10,2 \text{ g de NH}_3$$

Temos 30 g x 0,8 (pureza) = 24 g de amônia – reagente em excesso.

Logo, o óxido de cobre é o reagente limitante e empregado nos demais cálculos.

Para encontrarmos a quantidade de cobre obtida, temos pela relação estequiométrica:

$$0,9 \text{ mols de CuO} = 0,9 \text{ mols de Cu}$$

$$\text{Massa de cobre obtida} = \text{número de mols de Cu} \times (63,5 \text{ g/mol})$$

$$\text{Massa de cobre obtida} = 0,9 \text{ mols de Cu} \times (63,5 \text{ g/mol}) = 57,2 \text{ g}$$



Código de inscrição	Data: 28/06/2022
	Horário: 13:30 – 17:30

Questão 3: A reação de decomposição $SO_2Cl_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$ é uma reação de primeira ordem e tem constante de velocidade igual a $2,24 \times 10^{-5} s^{-1}$, a $320^\circ C$. Sabendo que no instante de tempo inicial ($t = 0$) apenas o SO_2Cl_2 está presente no sistema com concentração igual a $1,0 mol.L^{-1}$, determine a concentração de Cl_2 após 5 horas de reação.

Gabarito: Primeiramente é preciso encontrar a forma integrada da lei de velocidade da reação de decomposição do SO_2Cl_2 . Fazendo $[SO_2Cl_2] = [A]$, tem-se:

$$v(t) = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]$$

em que k é a constante de velocidade. O rearranjo da equação acima fornece:

$$\frac{1}{[A]} d[A] = -k dt \Rightarrow \int_1^2 \frac{1}{[A]} d[A] = - \int_1^2 k dt$$

Resolvendo a integral:

$$\ln \frac{[A]_2}{[A]_1} = -k(t_2 - t_1)$$

em que os estados 1 e 2 são estados quaisquer que correspondem aos tempos t_1 e t_2 , respectivamente. Considerando o estado 1 como sendo o instante inicial em que $[A]_1 = [A]_0$ e $t_1 = 0$, obtém-se como a concentração da espécie A depende do tempo:

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -k't \Rightarrow [A]_t = [A]_0 e^{-kt}$$

Ou:

$$[SO_2Cl_2]_t = [SO_2Cl_2]_0 e^{-kt}$$

Pela estequiometria da reação tem-se $\Delta[SO_2Cl_2] = -\Delta[Cl_2]$, resultando que:

$$[SO_2Cl_2]_t - [SO_2Cl_2]_0 = -([Cl_2]_t - [Cl_2]_0)$$

Ou seja:

$$[Cl_2]_t = [SO_2Cl_2]_0 - [SO_2Cl_2]_t$$
$$[Cl_2]_t = [SO_2Cl_2]_0 (1 - e^{-kt})$$

Substituindo os dados fornecidos:

$$[Cl_2]_{5h} = 1 molL^{-1} (1 - e^{-2,24 \times 10^{-5} s^{-1} \cdot 18000s})$$
$$[Cl_2]_{5h} = 0,331 molL^{-1}$$

Critérios de avaliação:

- Realizar corretamente a integração da lei de velocidade de reação para encontrar a dependência da concentração de SO_2Cl_2 com o tempo – 30%
- Relacionar a variação na concentração de SO_2Cl_2 com a variação da concentração de Cl_2 – 30% (Se o estudante realizou a integração diretamente para o Cl_2 ou se ele calculou a concentração de SO_2Cl_2 após 5h de reação e relacionou de forma correta a estequiometria da reação, os pontos acima devem ser considerados)
- Utilizar corretamente os dados fornecidos para determinar o valor correto da concentração de Cl_2 – 30%
- Expressar corretamente as unidades de medida – 10%

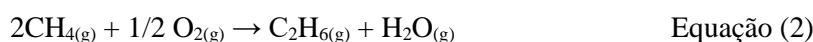


<i>Código de inscrição</i>		Data: 28/06/2022
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 4: O etano é um hidrocarboneto importante para diferentes setores da indústria química, podendo ser convertido, por exemplo, em etanol, acetaldeído e monômeros empregados na síntese diferentes polímeros. A equação química abaixo (eq. 1) descreve a obtenção desse hidrocarboneto a partir do gás natural em atmosfera inerte (sem a presença de oxigênio):



Na prática, a conversão do metano em etano é realizada na presença de oxigênio, levando a obtenção de água como subproduto de reação, equação 2.



Usando a Tabela 1, calcule a variação de entalpia (ΔH_r) para a conversão de metano em atmosfera inerte e oxidante e explique por que a conversão do metano em etano em atmosfera oxidante resulta em um ΔH_r exotérmico.

Tabela 1: Entalpias médias de ligação (kJ/mol)

Ligações	Entalpia (kJ/mol)
C-H	413
C-C	348
O-O	146
O-H	463
H-H	436

QUESTÃO ANULADA



Código de inscrição

Data: 28/06/2022

Horário: 13:30 – 17:30

Questão 5: O cálcio é um mineral essencial para o organismo humano e sua suplementação é indicada para prevenir o aparecimento de osteoporose e reduzir o risco de fraturas, principalmente em pessoas que não atingem as doses de cálcio recomendadas através de sua dieta alimentar. Esta suplementação normalmente é feita pela ingestão de comprimidos contendo CaCO_3 ou $\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2$ (citrato de cálcio). Qual destes compostos seria mais indicado para realizar a suplementação de cálcio na sua forma iônica? Justifique sua resposta.

Tabela: Produto de solubilidade das duas fontes de Cálcio.

Composto	Produto de solubilidade (Kps)
CaCO_3	$2,8 \times 10^{-9}$
$\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2$	$2,7 \times 10^{-12}$

Gabarito: Com base nos valores de K_{ps} o candidato deverá calcular a solubilidade molar dos compostos e posteriormente a concentração molar dos íons Ca^{2+} para avaliar qual deles "libera" a maior quantidade deste íon em solução.

	$\text{CaCO}_3(\text{s})$	\rightleftharpoons	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	$\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
Início	-		0	0
Variação	-		+ x	+ x
Equilíbrio	-		x	x

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = (x) \cdot (x) = x^2 \quad \therefore x = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{2,8 \cdot 10^{-9}} = 5,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Sabendo que:

$[\text{Ca}^{2+}] = x$, logo para este composto a concentração molar deste íon será de $5,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.

	$\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2(\text{s})$	\rightleftharpoons	$3 \text{ Ca}^{2+}(\text{aq})$	$2 \text{ C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$
Início	-		0	0
Variação	-		+ 3x	+ 2x
Equilíbrio	-		3x	2x

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}]^2 = (3x)^3 \cdot (2x)^2 = 27x^3 \cdot 4x^2 = 108 x^5 \quad \therefore x = \sqrt[5]{\frac{K_{ps}}{108}}$$
$$= \sqrt[5]{\frac{2,7 \cdot 10^{-12}}{108}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

Sabendo que:

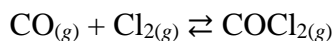
$[\text{Ca}^{2+}] = 3x$, portanto a concentração molar deste íon será de $5,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

Logo o composto $\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2$ "libera" mais íons cálcio em solução comparado ao CaCO_3 , sendo mais indicado para realizar a suplementação deste nutriente.



<i>Código de inscrição</i>		Data: 28/06/2022
		Horário: 13:30 – 17:30

Questão 06: Uma mistura de CO e Cl₂ é colocada em um frasco de reação: [CO] = 1,02 x 10⁻² mol/L e [Cl₂] = 6,09 x 10⁻³ mol/L. Quando a reação atinge o equilíbrio a 600 K, [Cl₂] = 3,01 x 10⁻³ mol/L. Calcule o valor da constante de equilíbrio *K* a 600 K.



Gabarito: A quantidade de Cl₂ consumida é (0,00609 – 0,00301) mol/L = 0,00308 mol/L, o que equivale à quantidade de CO consumida e à quantidade de COCl₂ produzida.

<i>Equação:</i>	CO(g)	+	Cl ₂ (g)	⇌	COCl ₂ (g)
<i>Inicial (mol/L)</i>	0,0102		0,00609		0
<i>Varição (mol/L)</i>	-0,00308		-0,00308		+0,00308
<i>Equilíbrio (mol/L)</i>	0,00712		0,00301		0,00308

A concentração de cada substância no equilíbrio é conhecida agora e pode-se calcular *K*:

$$K = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}$$

$$K = \frac{(0,00308)}{[0,00712][0,00301]}$$

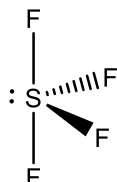
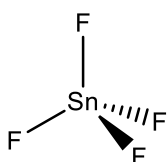
$$K = 144$$



Código de inscrição	Data: 28/06/2022
	Horário: 13:30 – 17:30

Questão 7: Considere os líquidos puros formados por moléculas de SF_4 e SnF_4 . Qual deles deve apresentar o maior ponto de ebulição? Apresente as estruturas de Lewis e justifique sua resposta.

Gabário: As estruturas de Lewis das moléculas dos dois líquidos são mostradas a seguir:



Embora as duas moléculas possuam 4 ligantes, como pode ser observado pelas estruturas acima, a geometria do SnF_4 é tetraédrica, o que resulta em um momento dipolar resultante médio nulo para a molécula. Entretanto, o par de elétrons livre no SF_4 leva a uma geometria do tipo gangorra, com momento dipolar resultante médio diferente de 0. Assim, no estado líquido, enquanto as moléculas apolares de SnF_4 estabelecem entre si interações do tipo dipolo induzido-dipolo induzido (ou forças de London ou forças de dispersão), as moléculas de SF_4 polares estabelecem entre si, além das interações de dispersão, interações mais intensas do tipo dipolo permanente-dipolo permanente (dipolo-dipolo ou forças de Forças de Keesom).

Como as interações intermoleculares entre as moléculas de SF_4 são mais intensas, mais energia será necessária para romper essas interações, transferindo as moléculas para o estado gasoso. Logo, SF_4 apresentará o maior ponto de ebulição.

Critérios de avaliação:

- Reconhecer a geometria e o momento dipolar resultante corretos das moléculas sob análise – 20%
 - Identificar corretamente a polaridade das moléculas – 30%
 - Identificar corretamente os tipos de interações intermoleculares existente entre os pares de moléculas no estado líquido – 20%
- (Se o estudante realizou as identificações de forma correta para apenas uma das moléculas, considerar metade da pontuação)
- Estabelecer qual interação intermolecular é a mais intensa e concluir corretamente acerca de qual possui maior ponto de ebulição – 30%

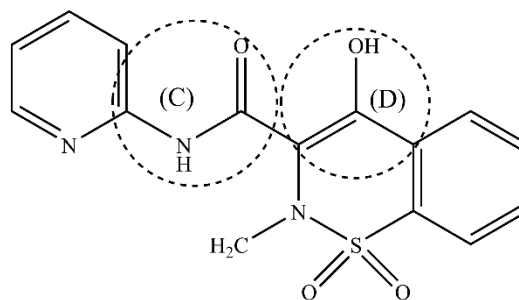
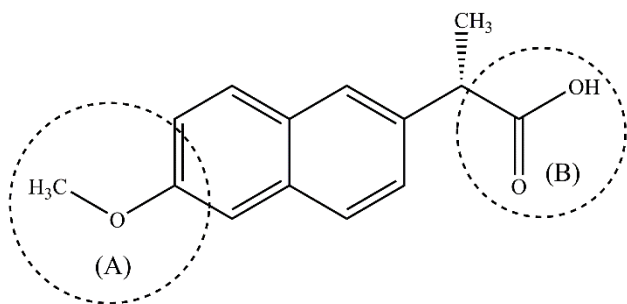


Código de inscrição

Data: 28/06/2022

Horário: 13:30 – 17:30

Questão 8: O Naproxeno® e o Ibuprofeno®, pertencem a classe dos anti-inflamatórios esteroidais, apresentam atividade analgésica e anti-inflamatória. Com base nas estruturas, apresentadas abaixo, quais são os grupos funcionais em destaque (A), (B), (C) e (D)?



Gabarito

- A- Éter
- B- Ácido carboxílico
- C- Amida
- D- Enol