

Problema	1	2	3	4	5	Nota T	Nota P	Nota F
Classificação								

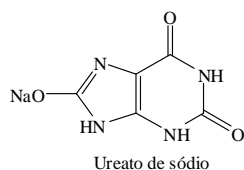
Escola:

Nome:

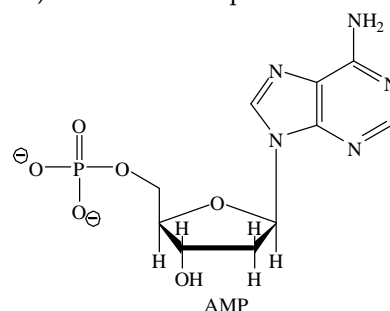
Nota: Apresente todos os cálculos que efectuar

Problema 1 (10 valores)

O ácido úrico ($C_5H_4O_3N_4$, $M_r = 168$) é um dos produtos principais da degradação de nucleótidos. Estes são inicialmente transformados em nucleósidos, os quais, por processos enzimáticos, são convertidos em seguida em ácido úrico e em AMP (adenosina monofosfato) (*Ver esquema*). A maioria das pessoas elimina 0,53 g de ácido úrico por dia, na forma de ureato de sódio ($C_5H_3O_3N_4Na$, $M_r = 190$). Este sal é pouco solúvel em água, e ainda menos na urina (0,007 mg/mL). Consequentemente, o ácido úrico em excesso pode provocar uma concentração elevada do respectivo sal na urina, resultando na sua deposição nas articulações, o que



provoca uma doença vulgarmente designada por "gota". O aumento da produção de ácido úrico surge, por exemplo, quando há abuso na ingestão de bebidas alcoólicas, porque no metabolismo do álcool há consumo de adenosina trifosfato (ATP) com conseqüente produção de AMP, que tem de ser degradada.



1.1 - Qual é a quantidade (em grama) de ureato de sódio que é, em média, eliminada por dia / por pessoa?

1 mol de ácido úrico equivale a 1 mol de ureato de sódio

logo

$$\frac{168 \text{ g}}{190 \text{ g}} = \frac{0,53}{y} \Leftrightarrow y = 0,60 \text{ g}$$

$$0,5 \text{ g de ácido úrico} \Leftrightarrow n = 0,53 / 168 = 3,15 \times 10^{-3} \text{ mol de ácido úrico}$$

$$3,15 \times 10^{-3} \text{ mol de ácido úrico} \Leftrightarrow m = 3,15 \times 10^{-3} \times 190 = 0,60 \text{ g de ureato de sódio}$$

Quantidade eliminada é de 0,60 g / dia

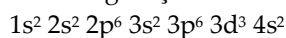
1.2 - Sabendo que a bexiga de um adulto pode armazenar até 750 mL de urina, indique qual é a quantidade máxima de ácido úrico que pode ser enviada para a bexiga sem provocar a precipitação do respectivo sal?

$$0,007 \text{ mg / mL} \Leftrightarrow m = 0,007 \times 750 = 5,25 \text{ mg de ureato de sódio dissolvido}$$

$$\text{Isto é, } 5,25 \times 10^{-3} \times 168 / 190 = 4,64 \times 10^{-3} = 4,64 \text{ mg de ácido úrico}$$

Problema 2 (6 valores)

Um determinado elemento tem a seguinte configuração electrónica no estado fundamental:



Com base nesta configuração electrónica refira, para este elemento:

2.1 - O bloco da Tabela Periódica a que pertence.

Bloco d

2.2 - O período da Tabela Periódica a que pertence.

Período 4

2.3 - A configuração electrónica do cerne do respectivo átomo deste elemento.



2.4 - A configuração electrónica de valência.



Problema 3 (12 valores)

Quando se pretende conhecer a massa atómica relativa de um elemento há que ter em conta a possibilidade desse elemento ter isótopos naturais e quais as suas abundâncias relativas. Por exemplo, o potássio possui três isótopos naturais, estáveis, ^{39}K , ^{40}K e ^{41}K , enquanto o cloro tem apenas dois ^{35}Cl e ^{37}Cl .

Isótopos	Massa isotópica relativa	Abundância relativa (%)
^{39}K	38,963707	93,2581
^{40}K	39,963999	0,0117
^{41}K	40,961825	6,7302
^{35}Cl	34,9689	y
^{37}Cl	36,96590	z

3.1 - Calcule a massa atómica relativa do elemento potássio.

$$\text{Ar}(\text{K}) = \frac{38,963707 \times 93,2581 + 39,963999 \times 0,0117 + 40,961825 \times 6,7302}{100}$$

$$\Leftrightarrow \text{Ar}(\text{K}) = 39,098$$

3.2 - Sabendo que a massa atómica relativa do elemento cloro é $\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,453$, determine as abundâncias relativas dos seus isótopos (valores y e z da Tabela anterior).



$$\begin{cases} x_1 + x_2 = 1 \\ 34,9689x_1 + 36,96590x_2 = 35,453 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x_1 = 1 - x_2 \\ 34,9689(1 - x_2) + 36,96590x_2 = 35,453 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x_1 = 1 - z \\ 1,997x_2 = 0,4841 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x_1 = 0,75759 \\ x_2 = 0,24241 \end{cases}$$

Então $y = 75,759\%$ e $z = 24,241\%$

Parece-me confuso: pq não:

$y+z=1$ vinha logo tudo em percentagem,, não era? Não havia misturas de x_1 e x_2

Problema 4 (14 valores)

O famoso detective Hercule Poirot teve de investigar a morte prematura de um jogador de ténis. Enquanto acompanha o relato da investigação efectuada pela figura incontornável deste famoso detective, responda às questões a seguir:

4.1 - Uma vez no local, Poirot observou o corpo e pediu ao médico legista a análise do sangue da vítima. Neste, a concentração de H_3O^+ era de $5,6 \times 10^{-9} \text{ molL}^{-1}$. Sabendo-se que o intervalo normal dos valores de pH do sangue se deve situar entre 7,35 e 7,45, verifique se o pH do sangue da vítima estava enquadrado neste intervalo “normal”.

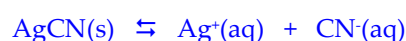
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(5,6 \times 10^{-9}) = 8,2$$

este valor não se enquadra no intervalo normal



4.2 - Poirot dirigiu-se ao quarto de hotel da vítima e encontrou um tabuleiro com restos de comida e um copo com restos de líquido. Ao adicionar 1,0 mL de solução de nitrato de prata ($AgNO_3$), com uma concentração de $0,001 \text{ molL}^{-1}$ a 1,0 mL de líquido do copo, observou a formação imediata de um precipitado. A análise laboratorial posterior desse precipitado indicou que se tratava de cianeto de prata.

a) Sabendo que $K_s (AgCN) = 6,0 \times 10^{-17}$, calcule a concentração mínima de ião CN^- no líquido encontrado?



$$[Ag^+] = 0,001 \times 10^{-3} / 2,0 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$$

$$[CN^-] = 6,0 \times 10^{-17} / 5,0 \times 10^{-4} = 1,2 \times 10^{-13} \text{ molL}^{-1}$$

b) O restante líquido do copo foi para análise e a concentração de cianeto determinada foi de $3,97 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$. Sabendo-se que, para uma pessoa adulta, a dose letal média de ingestão de cianeto está na faixa de 1 a 4 mg kg^{-1} de massa corporal e, admitindo que a vítima pesava 75 kg, e que ingeriu 230 mL de líquido (como se sabia isto, partia-se do princípio?), verifique se a dose de cianeto ingerida terá sido suficiente para provocar a morte do jogador de ténis.

$$\text{Quantidade de cianeto ingerida} = 3,97 \times 10^{-2} \times 0,230 = 9,13 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(CN^-) = 26,0 \text{ g mol}^{-1}$$

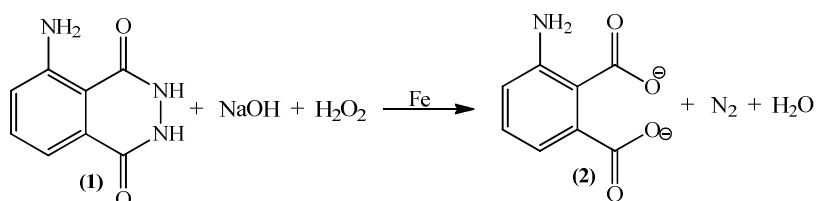
$$m(CN^-) = 9,13 \times 10^{-3} \times 26,0 = 0,237 \text{ g}$$

$$\text{o que equivale a } 237 / 75 = 3,16 \text{ mg kg}^{-1}$$



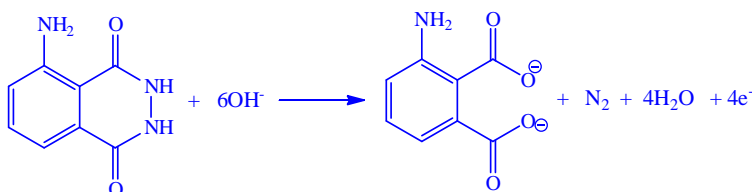
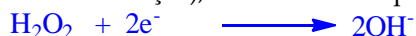
Problema 5 (18 valores)

O luminol é uma substância utilizada na investigação de vestígios de sangue. A reacção de detecção baseia-se na conversão do luminol (1) em 3-aminofalato (2), por reacção com H_2O_2 (sendo catalisada pelo ião ferro presente na hemoglobina e, conseqüentemente, no sangue), o que provoca a emissão de radiação luminosa por um determinado período de tempo (*Ver esquema abaixo*). Esta emissão de radiação resulta do ião 3-aminofalato (2) produzido se encontrar num estado electrónico excitado emitindo radiação de $\lambda = 425 \text{ nm}$ quando transita para o estado fundamental.

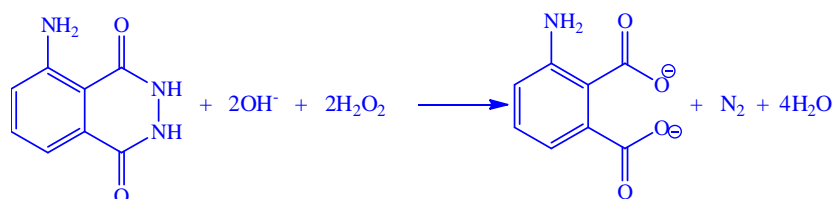


$$[c = 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}; h = 6,6 \times 10^{-34} \text{ J s}; \text{Ar (C)} = 12,011; \text{Ar (H)} = 1,0079; \text{Ar (N)} = 14,007; \text{Ar (O)} = 15,999]$$

5.1 - Atendendo a que o processo de emissão de radiação descrito é uma reacção de oxidação-redução e a que no esquema anterior a equação química não está acertada, escreva cada uma das semi-equações (a de oxidação e a de redução), assim como a equação global acertada que traduzem a referida reacção química.



Equação global:



5.2 - Qual a frequência da radiação emitida nesta reacção?

$$c = v\lambda \text{ e } v = c / \lambda$$

$$v = 3,0 \times 10^8 / 425 \times 10^{-9} \text{ (s}^{-1}\text{)}$$

$$v = 7,06 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

5.3 - Qual a diferença de energia entre os estados fundamental e excitado do ião 3-aminofalato?

$$E = hv$$

$$E = 6,6 \times 10^{34} \times 7,06 \cdot 10^{14} = 4,66 \times 10^{19} \text{ J}$$

5.4 - Num processo de pesquisa de vestígios de sangue, no qual foram usados 3,54 mg de luminol, observou-se a emissão de luz durante 1 minuto. Admitindo-se que todo o luminol ($\text{C}_8\text{H}_7\text{N}_3\text{O}_2$) foi consumido durante a emissão luminosa, calcule a velocidade média de formação de água, em $\text{g}\cdot\text{min}^{-1}$?

$$M_r(\text{luminol}) = 8 \times 12,011 + 7 \times 1,0079 + 3 \times 14,007 + 2 \times 15,999 = 177,162$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0079 + 15,999 = 18,015$$

$$3,54 \text{ mg} = 3,54 \times 10^{-3} \text{ g}$$

1 mol luminol consumido forma 4 mol H_2O

então

$$\frac{177,162}{4 \times 18,015} = \frac{3,54 \times 10^{-3}}{y} \Leftrightarrow y = 1,44 \times 10^{-3} \text{ g}$$

(massa de água)

Como o tempo de emissão de luz foi de 1 minuto, a velocidade média é $v = 1,44 \times 10^{-3} \text{ g}\cdot\text{min}^{-1}$