

**ELITE**  
**PRÉ-VESTIBULAR**  
**c a m p i n a s**

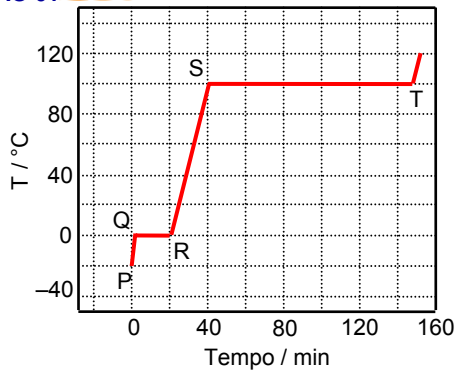
*Resolve*

**ITA 2010**  
**QUÍMICA**

**[www.elitecampinas.com.br](http://www.elitecampinas.com.br)**

**QUÍMICA**

**QUESTÃO 01**



A figura ao lado apresenta a curva de aquecimento de 100 g de uma substância pura genérica no estado sólido. Sabe-se que calor é fornecido a uma velocidade constante de  $500 \text{ cal min}^{-1}$ . Admite-se que não há perda de calor para o meio ambiente, que a pressão é de 1 atm durante toda a transformação e que a substância sólida apresenta apenas uma fase cristalina. Considere que sejam feitas as seguintes afirmações em relação aos estágios de aquecimento descritos na figura:

- I. No segmento PQ ocorre aumento da energia cinética das moléculas.
- II. No segmento QR ocorre aumento da energia potencial.
- III. O segmento QR é menor que o segmento ST porque o calor de fusão da substância é menor que o seu calor de vaporização.
- IV. O segmento RS tem inclinação menor que o segmento PQ porque o calor específico do sólido é maior que o calor específico do líquido.

Das afirmações acima, está(ão) ERRADA(S):

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

**Resolução**

**Alternativa E**

**I. Correta.** O aumento da temperatura leva a um aumento do estado de agitação das moléculas, resultando em um aumento da energia cinética das mesmas.

**II. Correta.** O segmento QR corresponde a uma mudança de estado físico onde a distância média entre as moléculas, inicialmente no estado sólido, vai aumentando gradativamente a medida que as moléculas vão passando para o estado líquido. O aumento da distância média entre as moléculas implica no aumento de energia potencial, já que a distância entre duas partículas é inversamente proporcional à energia potencial. Também poderia se pensar que a energia absorvida pela substância, não sendo utilizada para aumentar sua temperatura (já que a mudança de estado se dá a temperatura constante), fica armazenada sob a forma de energia potencial, sendo utilizada para enfraquecer as ligações químicas na passagem do estado sólido para o estado líquido.

**III. Correta.** Os dois segmentos correspondem a mudanças de estado físico. A quantidade de energia necessária para essa mudança é proporcional ao tempo necessário para que haja a mudança, visto que a taxa de fornecimento de calor é constante.

**IV. Errada.** Como o segmento RS apresenta a menor inclinação, este estado necessita de mais calor (e consequentemente de mais tempo, visto que a potência fornecida é constante) para um mesmo incremento de temperatura. Assim, podemos dizer que o estado líquido (transição RS) apresenta um calor específico maior que o calor específico do sólido (transição PQ).

**QUESTÃO 02**

Historicamente, a teoria atômica recebeu várias contribuições de cientistas.

Assinale a opção que apresenta, na ordem cronológica CORRETA, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos.

- a) Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
- b) Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
- c) Avogadro, Thomson, Bohr e Rutherford.
- d) Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
- e) Rutherford, Dalton, Bohr e Avogadro.

**Resolução**

**Alternativa A**

Sequência cronológica dos modelos atômicos:

- 1808 (Dalton) – Átomo maciço e indivisível
- 1897 (Thomson) – Átomo divisível, formado por uma “massa” positiva e partículas negativas (elétrons)
- 1911 (Rutherford) – Átomo formado por núcleo que contém a maior parte da massa do átomo e eletrosfera onde circulam os elétrons.
- 1920 (Bohr) – Eletrosfera quantizada.

**QUESTÃO 03**

$\text{HCl}(g)$  é borbulhado e dissolvido em um solvente X. A solução resultante é não-condutora em relação à corrente elétrica. O solvente X deve ser necessariamente

- a) Polar.
- b) Não-polar.
- c) Hidrofílico.
- d) Mais ácido que  $\text{HCl}$ .
- e) Menos ácido que  $\text{HCl}$ .

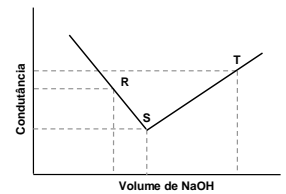
**Resolução**

**Alternativa B**

O ácido clorídrico, em um solvente polar sofrerá ionização, gerando seres portadores de carga que fariam com que a solução fosse condutora. Assim, o solvente X deve ser uma substância apolar para que a solução resultante da dissolução seja não condutora em relação à corrente elétrica.

**QUESTÃO 04**

Uma solução aquosa de  $\text{HCl}$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  foi titulada com uma solução aquosa de  $\text{NaOH}$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . A figura ao lado apresenta a curva de titulação obtida em relação à condutância da solução de  $\text{HCl}$  em função do volume de  $\text{NaOH}$  adicionado.



Com base nas informações apresentadas nesta figura, assinale a opção ERRADA.

- a) Os íons responsáveis pela condutância da solução no ponto R são:  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  e  $\text{Na}^+$ .
- b) Os íons responsáveis pela condutância da solução no ponto S são:  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ .
- c) A condutância da solução no ponto R é maior que no ponto S porque a mobilidade iônica dos íons presentes em R é maior que a dos íons presentes em S.
- d) A condutância da solução em T é maior que em S porque os íons  $\text{OH}^-$  têm maior mobilidade iônica que os íons  $\text{Cl}^-$ .
- e) No ponto S, a solução apresenta neutralidade de cargas, no R, predominância de cargas positivas e, no T, de cargas negativas.

**Resolução**

**Alternativa E**

**a) Correta.** Até o ponto S, quando a solução de  $\text{NaOH}$  é adicionada a solução de  $\text{HCl}$ , os íons  $\text{H}^+$  reagem com os íons  $\text{OH}^-$  formando água permanecendo em solução os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Desta forma, no ponto R, onde nem todo o ácido foi consumido, os íons presentes em solução são o  $\text{Cl}^-$ , o  $\text{Na}^+$ , resultante da adição da solução de  $\text{NaOH}$  e o  $\text{H}^+$  que ainda não foi consumido.

**b) Correta.** No ponto S, tem-se o ponto de equivalência da titulação onde todo o  $\text{H}^+$  foi consumido pelo  $\text{OH}^-$  adicionado. Desta forma, os íons restantes no meio são apenas o  $\text{Cl}^-$  e o  $\text{Na}^+$ .

**c) Correta.** No ponto S (ponto de equivalência da titulação) todos os íons  $\text{H}^+$  do meio foram substituídos por íons  $\text{Na}^+$  que tem mobilidade iônica muito menor que o os íons  $\text{H}^+$ . Como quanto maior a mobilidade iônica maior a condutância (ver observação), é natural que esta seja menor no ponto S do que no ponto R.

**d) Correta.** A mobilidade iônica do íon  $\text{OH}^-$  é muito maior que a do íon  $\text{Cl}^-$ . Entre o ponto S e o ponto R ocorrem simultaneamente uma diminuição da concentração de  $\text{Cl}^-$  e um aumento da concentração de  $\text{OH}^-$ . Além disso, no ponto R temos maior concentração de íons, efeito menos significativo no aumento da condutância que o aumento da mobilidade dos íons em solução.

**e) Errada.** Além do ponto S, tanto o ponto T quanto o ponto R apresentam neutralidade de cargas. No ponto T, cada íon  $\text{H}^+$  consumido na titulação é substituído por um cátion  $\text{Na}^+$ . No ponto R, para cada íon  $\text{OH}^-$  adicionado tem-se a adição de um íon  $\text{Na}^+$  na solução.

**Obs.:** Embora o raciocínio para a resolução dos itens c e d tenha se baseado principalmente nos valores de mobilidade iônica, a condutância também está relacionada à concentração de íons em solução. Desta forma, um raciocínio alternativo acerca da variação de condutância na titulação apresentada na questão pode ser feito com base na variação da concentração total de íons.

No início da titulação, tem-se apenas HCl no meio e os únicos íons presentes são o  $H^+$  e o  $Cl^-$ . Como a solução de HCl possui concentração  $0,1 mol L^{-1}$ , a concentração total de íons positivos e de íons negativos são ambas iguais a  $0,1 mol L^{-1}$ . No ponto de equivalência, dobrou-se o volume da solução devido a adição da solução de NaOH de mesma concentração da solução de HCl. Desta forma, tem-se  $0,1 mol$  de NaCl dissolvido no dobro de volume de solução e, consequentemente, a concentração de íons positivos e negativos neste ponto ( $0,05 mol L^{-1}$ ) é metade da inicial. Portanto, diante da diminuição da concentração de íons, espera-se uma diminuição no valor da condutância de S em relação a R.

Por outro lado, após o ponto de equivalência da titulação, a adição de excesso de NaOH aumenta a concentração total de íons. Isso fica evidente ao considerarmos os íons positivos a partir deste ponto ( $Na^+$ ). Tem-se a adição de uma solução  $0,1 mol L^{-1}$  em  $Na^+$  a uma solução  $0,05 mol L^{-1}$  em  $Na^+$ , o que aumenta a concentração de íons positivos (e também de íons negativos) na solução que está sofrendo a adição, aumentando assim o valor da condutância de T em relação a S.

Entretanto, vale ressaltar que o efeito da alteração de concentração de íons durante a titulação é secundário em comparação com o efeito das diferenças de mobilidades entre os íons. Como exemplo, vale citar que a mobilidade do  $H^+$  é cerca de 7 vezes maior que a de  $Na^+$  enquanto a de  $OH^-$  é aproximadamente 4 vezes maior que a de  $Cl^-$ .

### QUESTÃO 05

Uma barra de ferro e um fio de platina, conectados eletricamente a um voltímetro de alta impedância, são parcialmente imersos em uma mistura de soluções aquosas de  $FeSO_4$  ( $1,0 mol L^{-1}$ ) e  $HCl$  isenta de oxigênio. Um fluxo de gás hidrogênio é mantido constante sobre a parta imersa da superfície da platina, com pressão nominal ( $P_{H_2}$ ) de  $1,0 atm$ , e a força eletromotriz medida a  $25^\circ C$  é igual a  $0,292 V$ .

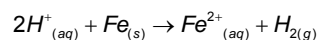
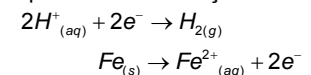
Considerando-se que ambos os metais são quimicamente puros e que a platina é o pólo positivo do elemento galvânico formado, assinale a opção CORRETA que apresenta o valor calculado do pH desse meio aquoso.

Dados:  $E_{H^+/H_2}^0 = 0,000 V$ ;  $E_{Fe^{2+}/Fe^0}^0 = -0,440 V$

- a) 0,75      b) 1,50      c) 1,75      d) 2,50      e) 3,25

### Resolução Alternativa D

Sabendo que a platina é o pólo positivo, as semi-reações que representam a situação descrita, bem como a reação global são:



Utilizando a equação de Nernst, como  $[Fe^{2+}] = 1 mol / L$  e  $p_{H_2} = 1,0 atm$  e  $\Delta E^0 = E_{H^+/H_2}^0 - E_{Fe^{2+}/Fe^0}^0 = 0,440 V$  temos:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{[Fe^{2+}] \cdot p_{H_2}}{[H^+]^2 \cdot 1} \right)$$

$$\Delta E = 0,440 - \frac{0,059}{2} \log \left( \frac{1 \cdot 1}{[H^+]^2} \right)$$

$$\Delta E = 0,440 + \frac{0,059}{2} \cdot 2 \cdot \log[H^+]$$

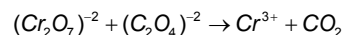
$$\Delta E = 0,440 + 0,059 \cdot \log[H^+]$$

Sabendo que a força eletromotriz medida é  $0,292 V$ :

$$\Delta E = 0,292 = 0,44 + 0,059 \cdot \log[H^+] \Rightarrow -\log[H^+] = \frac{0,148}{0,059} \Rightarrow \boxed{pH \cong 2,5}$$

### QUESTÃO 06

A seguinte reação não-balanceada e incompleta ocorre em meio ácido:

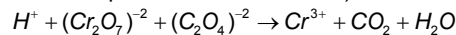


A soma dos coeficientes da reação completa e balanceada é igual a

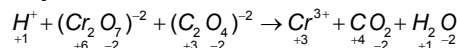
- a) 11.      b) 22.      c) 33.      d) 44.      e) 55.

### Resolução Alternativa C

Como a reação ocorre em meio ácido, temos que adicionar  $H^+$  e  $H_2O$  à reação (ainda não completamente balanceada):



Calculando os NOX dos elementos, e identificando os processos de redução e oxidação, temos:



Identificamos nesta reação que Cr sofre redução e C sofre oxidação.

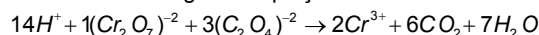
Calculando os  $\Delta_{nox}$  e multiplicando pelas atomicidades, temos o número de elétrons envolvidos nos processos de redução e oxidação.

Redução:  $\Delta_{nox} \cdot \text{atomicidade} = 3 \times 2 = 6e^-$

Oxidação:  $\Delta_{nox} \cdot \text{atomicidade} = 1 \times 2 = 2e^-$

Percebe-se que para que haja igualdade do número de elétrons trocados deve-se multiplicar o número de elétrons da redução pelo coeficiente "1" e o número de elétrons da oxidação pelo coeficiente "3". Estes coeficientes devem ser utilizados para balancear a equação. Coloca-se o coeficiente 1 para  $Cr_2O_7^{2-}$  (espécie química de maior atomicidade do elemento envolvido na redução). Coloca-se o coeficiente 3 para  $C_2O_4^{2-}$  (espécie química de maior atomicidade do elemento envolvido na oxidação).

Desta forma obtemos a seguinte equação balanceada:



Soma dos coeficientes: 33

Nota: O coeficiente 14 para o  $H^+$  pode ser obtido pelo balanceamento das cargas da equação.

### QUESTÃO 07

Considere os seguintes líquidos, todos a  $25^\circ C$ :

- |                      |                                |
|----------------------|--------------------------------|
| I. $Cu(NO_3)_2(aq)$  | IV. $CH_3(CH_2)_{16}CH_2OH(l)$ |
| II. $CS_2(l)$        | V. $HCl(aq)$                   |
| III. $CH_3CO_2H(aq)$ | VI. $C_6H_6(l)$                |

Assinale a opção que indica o(s) líquido(s) solúvel(eis) em tetracloreto de carbono.

- a) Apenas I, III e V      b) Apenas II, IV e VI      c) Apenas III  
d) Apenas IV      e) Apenas V

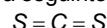
### Resolução Alternativa B

Tetracloreto de carbono ( $CCl_4$ ) é um solvente apolar. Assim, para que um líquido se misture com ele, formando uma única fase (seja solúvel em  $CCl_4$ ), o líquido deve ter caráter apolar. Logo, analisando cada item:

I.  $Cu(NO_3)_2(aq)$ : Não é solúvel. O sistema em questão consiste em solução aquosa ( $H_2O$  é polar) de um sal. Haverá o aparecimento de uma fase polar (solução aquosa) e uma fase apolar. Vale ressaltar que o sal  $Cu(NO_3)_2$  permanecerá na fase aquosa, dissociado em  $Cu^{2+}_{(aq)}$

e  $NO_3^-_{(aq)}$

II.  $CS_2(l)$ : É solúvel. O líquido é apolar, visto que, apesar de suas ligações serem polares, sua geometria é linear (pois sofre hibridação  $sp$ ), tornando o momento de dipolo resultante nulo. A fórmula estrutural dessa substância é a seguinte:



III.  $CH_3CO_2H(aq)$ : Não é solúvel. Assim como em (I), haverá a formação de duas fases (uma polar – aquosa; uma apolar –  $CCl_4$ ). O ácido etanóico (acético) se dissolverá na fase aquosa, visto que é uma substância apolar.

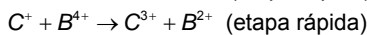
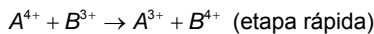
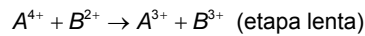
IV.  $CH_3(CH_2)_{16}CH_2OH(l)$ : É solúvel. Trata-se de um álcool superior, com uma molécula de caráter predominantemente apolar, o que justifica sua solubilidade em tetracloreto de carbono.

V.  $HCl(aq)$ : Não é solúvel. A solução de ácido clorídrico ficará em uma fase diferente da de tetracloreto de carbono. Assim, teremos uma fase aquosa, na qual o  $HCl$  (polar e que, inclusive, sofre ionização quando em água) se dissolve.

VI.  $C_6H_6(l)$ : É solúvel. O benzeno ( $C_6H_6(l)$ ) é uma substância apolar e, portanto, dissolve-se em tetracloreto de carbono.

**QUESTÃO 08**

Considere o seguinte mecanismo de reação genérica:



Com relação a este mecanismo, assinale a opção ERRADA.

- a) A reação global é representada pela equação  $C^+ + 2A^{4+} \rightarrow C^{3+} + 2A^{3+}$ .
- b)  $B^{2+}$  é catalisador.
- c)  $B^{3+}$  e  $B^{4+}$  são intermediários da reação.
- d) A lei de velocidade é descrita pela equação  $v = k[C^+][A^{4+}]$ .
- e) A reação é de segunda ordem.

**Resolução** **Alternativa D**

- a) **Verdadeiro.** Somando-se as três reações obteremos a equação global  $C^+ + 2A^{4+} \rightarrow C^{3+} + 2A^{3+}$ .
- b) **Verdadeiro.** A espécie  $B^{2+}$  é consumida na primeira etapa e formada na terceira etapa.
- c) **Verdadeiro.** As duas espécies são formadas e na reação subsequente são consumidas.
- d) **Falso.** A equação da velocidade é descrita pela etapa lenta da reação, portanto  $v = k[A^{4+}][B^{2+}]$ .
- e) **Verdadeiro.** A reação é de segunda ordem, pois depende das concentrações de dois reagentes.

**QUESTÃO 09**

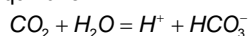
A 25 °C e 1 atm, uma solução de água pura contendo algumas gotas de solução alcoólica de indicador ácido-base azul de bromotimol apresenta coloração azulada. Nestas condições, certa quantidade de uma substância no estado sólido é adicionada e a solução torna-se amarelada. Assinale a opção que apresenta a substância sólida adicionada.

- a) Iodo.  
b) Sacarose.  
c) Gelo Seco.  
d) Nitrato de prata.  
e) Cloreto de sódio.

**Resolução** **Alternativa C**

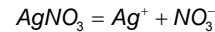
O indicador ácido-base azul de bromotimol apresenta cor amarelada em pH abaixo de 6,0 ou seja, em pH ácido.

- a) **Incorreta.** O  $I_2$  quando adicionado em água pura não altera o pH pois não sofre reação.
- b) **Incorreta.** A sacarose quando adicionada em água não altera o pH pois não sofre reação, apenas se solubiliza devido as interações que ocorrem entre seus grupos OH e a água.
- c) **Correta.** O gelo seco ( $CO_2$  sólido) quando dissolvido em água pura apresenta o seguinte equilíbrio:



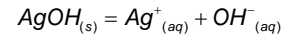
Assim, o meio torna-se ácido após sua dissolução, alterando a coloração da solução quando na presença de azul de bromotimol para amarelo.

d) **Incorreta.** O nitrato de prata apresenta a seguinte equação de dissolução:



Os íons  $NO_3^-$  não sofrem hidrólise, pois são provenientes de um ácido forte ( $HNO_3$ ).

Os íons  $Ag^+$  também não reagem, formando hidróxido de prata, pois apesar da base  $AgOH$  ser insolúvel, a quantidade de  $OH^-$  da solução não é suficiente para atingir o equilíbrio abaixo:



Desta forma, a concentração de íons  $H^+$  e  $OH^-$  é igual deixando o meio neutro (pH = 7).

e) **Incorreta.** O  $NaCl$  não sofre hidrólise quando dissolvido em água, pois apresenta cátion e ânion provenientes, respectivamente, de base e ácido fortes.

**Obs:** As colorações do indicador azul de bromotimol podem são as seguintes:

- pH < 6,0 → amarelo  
6,0 < pH < 7,6 → verde  
pH > 7,6 → azul

Sendo assim, há uma incoerência no enunciado, visto que a água pura à 25 °C apresenta pH igual a 7 e portanto o azul de bromotimol apresentaria coloração verde e não azulada como foi dito.

**QUESTÃO 10**

Em cinco béqueres foram adicionados 50 mL de uma solução de referência, que consiste de uma solução aquosa saturada em cloreto de prata, contendo corpo de fundo, a 25 °C e 1 atm. A cada béquer, foram adicionados 50 mL de uma solução aquosa diluída diferente, dentre as seguintes:

- I. Solução de cloreto de sódio a 25 °C.  
II. Solução de Glicose a 25 °C.  
III. Solução de Iodeto de sódio a 25 °C.  
IV. Solução de Nitrato de prata a 25 °C.  
V. Solução de Sacarose a 50 °C.

Considere que o corpo de fundo permanece em contato com as soluções após rápida homogeneização das misturas aquosas e que não ocorre formação de óxido de prata sólido. Nestas condições, assinale a opção que indica a(s) solução(ões), dentre as acima relacionadas, que altera(m) a constante de equilíbrio da solução de referência.

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

**Resolução** **Alternativa E**

A constante de equilíbrio somente é alterada quando muda a temperatura da solução. Assim, a única solução que provocará alteração da constante de equilíbrio é a V, pois é a única cuja temperatura final é diferente da temperatura da solução inicial. Nesse caso, a temperatura da mistura será algo intermediário entre 25 °C e 50 °C, ao passo que nos demais casos, como as duas substâncias misturadas estavam à mesma temperatura, não haverá variação da mesma.

**QUESTÃO 11**

A 25 °C e 1 atm, uma amostra de 1,0 L de água pura foi saturada com oxigênio gasoso ( $O_2$ ) e o sistema foi mantido em equilíbrio nessas condições. Admitindo-se comportamento ideal para o  $O_2$  e sabendo-se que a constante da Lei de Henry para esse gás dissolvido em água é igual a  $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$ , nas condições do experimento, assinale a opção CORRETA que exprime o valor calculado do volume, em L, de  $O_2$  solubilizado nessa amostra.

- a)  $1,3 \times 10^{-3}$   
b)  $2,6 \times 10^{-3}$   
c)  $3,9 \times 10^{-3}$   
d)  $1,6 \times 10^{-2}$   
e)  $3,2 \times 10^{-2}$



**Resolução**

**Alternativa E**

Assumindo que a pressão parcial de oxigênio é a pressão de 1 atm fornecida no enunciado, temos, pela lei de Henry:

$$[O_{2(aq)}] = k \cdot p_{O_2} \Rightarrow [O_{2(aq)}] = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 1 = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Como temos uma amostra de 1 L, a quantidade de  $O_2$  dissolvido é:

$$n_{O_2} = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 1 = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

O volume correspondente a essa quantidade de  $O_2$  (que foi solubilizada), ao considerarmos as mesmas condições da amostra, é:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V_{O_{2(g)}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow V_{O_{2(g)}} = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

**Obs.:** O enunciado não deixa claro que a pressão parcial do  $O_2$  sobre a amostra é 1 atm, apenas diz que na condição do experimento, a pressão é 1 atm. Assim, para a resolução do teste, foi necessário assumir a pressão total igual à pressão parcial do  $O_2$  (ou seja, o meio possuía apenas  $O_2$ ). Vale ressaltar que, caso tivéssemos uma mistura gasosa em contato com a amostra, teríamos outras respostas possíveis.

**QUESTÃO 12**

Um vaso de pressão com volume interno de  $250 \text{ cm}^3$  contém gás nitrogênio ( $N_2$ ) quimicamente puro, submetido à temperatura constante de  $250 \text{ }^\circ\text{C}$  e pressão total de  $2,0 \text{ atm}$ . Assumindo que o  $N_2$  se comporta como gás ideal, assinale a opção CORRETA que apresenta os respectivos valores numéricos do número de moléculas e da massa específica, em  $\text{kg m}^{-3}$ , desse gás quando exposto às condições de pressão e temperatura apresentadas.

- a)  $3,7 \times 10^{21}$  e 1,1
- b)  $4,2 \times 10^{21}$  e 1,4
- c)  $5,9 \times 10^{21}$  e 1,4
- d)  $7,2 \times 10^{21}$  e 1,3
- e)  $8,7 \times 10^{21}$  e 1,3

**Resolução**

**Alternativa D**

Sendo  $N$  o número de moléculas presentes na amostra, e  $N_A$  a constante de Avogadro, pela equação de Clapeyron, temos que:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{N}{N_A} \cdot R \cdot T \Leftrightarrow N = \frac{p \cdot V \cdot N_A}{R \cdot T} = \frac{2,0 \cdot (250 \cdot 10^{-3}) \cdot (6,02 \cdot 10^{23})}{(8,31 \cdot 10^{-2}) \cdot (273 + 250)} \Leftrightarrow N \approx 7,0 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

Para determinar a densidade  $\rho = \frac{m}{V}$ , sendo  $m$  a massa de gás presente na amostra, e  $M$  a massa molar do  $N_2$ , estando todas as grandezas envolvidas no SI, fazemos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Leftrightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow \rho = \frac{(2,0 \cdot 101325) \cdot (2 \cdot 14,01 \cdot 10^{-3})}{8,31 \cdot (273 + 250)} \Leftrightarrow \rho \approx 1,3 \text{ kg/m}^3$$

**QUESTÃO 13**

Um recipiente contendo gás hidrogênio ( $H_2$ ) é mantido à temperatura constante de  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ . Assumindo que, nessa condição, o  $H_2$  é um gás ideal e sabendo-se que a velocidade média das moléculas desse gás, nessa temperatura, é de  $1,85 \times 10^3 \text{ m s}^{-1}$ , assinale a alternativa CORRETA que apresenta o valor calculado da energia cinética média, em J, de uma única molécula de  $H_2$ .

- a)  $3,1 \times 10^{-24}$
- b)  $5,7 \times 10^{-24}$
- c)  $3,1 \times 10^{-21}$
- d)  $5,7 \times 10^{-21}$
- e)  $2,8 \times 10^{-18}$

**Resolução**

**Alternativa D\***

Sendo a massa molar do hidrogênio diatômico  $H_2$  igual a  $M = 2 \cdot 1,01 \cdot 10^{-3} = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ kg/mol}$ , temos, para a massa de uma molécula:

$$m = \frac{M}{N_A} = \frac{2,02 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23}} \approx 3,4 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Assim, a energia cinética média DE TRANSLAÇÃO será dada por:

$$E_{TR} = \frac{m \cdot \bar{v}^2}{2} = \frac{(3,4 \cdot 10^{-27}) \cdot (1,85 \cdot 10^3)^2}{2} \Leftrightarrow E_{TR} \approx 5,7 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

Poderíamos também calcular diretamente essa energia cinética média de translação por:

$$E_{TR} = \frac{3}{2} \cdot k_B \cdot T = \frac{3}{2} \cdot \frac{R}{N_A} \cdot T = \frac{3}{2} \cdot \frac{8,31}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot 273 \approx 5,7 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

A ressalva aqui é com relação ao enunciado pedir não somente a energia cinética média de translação de uma molécula, mas sim a energia cinética média, o que a princípio inclui também a energia cinética de rotação da molécula.

Como além dos três graus de liberdade da translação, a molécula diatômica admitirá mais dois graus de liberdade para a rotação, a energia cinética média (total) pedida é dada por:

$$E = \frac{5}{2} \cdot k_B \cdot T = \frac{5}{2} \cdot \frac{R}{N_A} \cdot T = \frac{5}{2} \cdot \frac{8,31}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot 273 \approx 9,4 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

Nesse caso, não há alternativa correta.

**QUESTÃO 14**

Assinale a opção que apresenta a afirmação CORRETA sobre uma reação genérica de ordem zero em relação ao reagente X.

- a) A velocidade inicial de X é maior que sua velocidade média.
- b) A velocidade inicial de X varia com a concentração inicial de X.
- c) A velocidade de consumo de X permanece constante durante a reação.
- d) O gráfico logaritmo natural de X versus o inverso do tempo é representado por uma reta.
- e) O gráfico da concentração de X versus tempo é representado por uma curva exponencial decrescente.

**Resolução**

**Alternativa C**

Sendo a reação de ordem zero em relação ao reagente X, a velocidade de consumo de X, num instante qualquer em que a concentração de X é igual a  $[X]$ , é dada por:

$$V_{\text{cons. X}} = k \cdot [X]^0 = k$$

Dessa forma, a velocidade de consumo é constante em qualquer momento da reação, e a alternativa correta é a C.

Analisando as demais alternativas:

- a) **Falso.** A velocidade inicial de consumo de X é igual à velocidade média.
- b) **Falso.** Isso só seria verdadeiro se a constante  $k$  na equação acima dependesse da concentração inicial de X, o que não é verdade.
- d) **Falso.**

Sendo  $V_{\text{cons. X}} = k$ , obtemos a equação diferencial  $-\frac{d[X]}{dt} = k$ , cuja solução é  $[X] = [X_0] - k \cdot t$ . Dessa forma, o gráfico  $[X] \times t$  é uma reta, mas o gráfico de  $\ln([X]) \times \frac{1}{t}$  não é.

e) **Falso.**

Do item D, vemos que a curva de concentração de X em função do tempo é um segmento de reta, e não uma exponencial decrescente.

**QUESTÃO 15**

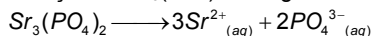
Uma solução aquosa saturada em fosfato de estrôncio  $[Sr_3(PO_4)_2]$  está em equilíbrio químico à temperatura de  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ , e a concentração de equilíbrio do íon estrôncio, nesse sistema, é de  $7,5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ . Considerando-se que ambos os reagentes (água e sal inorgânico) são quimicamente puros, assinale a alternativa CORRETA com valor do  $pK_{PS(25^\circ\text{C})}$  do  $Sr_3(PO_4)_2$ .

Dado:  $K_{PS}$  = constante do produto de solubilidade.

- a) 7,0
- b) 13,0
- c) 25,0
- d) 31,0
- e) 35,0

**Resolução** **Alternativa D**

A reação de solubilização do  $Sr_3(PO_4)_2$  em água é:



Das proporções estequiométricas da reação acima, a quantidade formada de  $PO_4^{3-}_{(aq)}$  é igual a 2/3 da quantidade formada de  $Sr^{2+}_{(aq)}$ .

Assim, as quantidades pertinentes a cada etapa da solubilização estão mostradas abaixo (com concentrações em mol/L):

	$[Sr^{2+}_{(aq)}]$	$[PO_4^{3-}_{(aq)}]$
Início	0	0
Reage	$7,5 \cdot 10^{-7}$	$\frac{2}{3} \cdot 7,5 \cdot 10^{-7}$
Equilíbrio	$7,5 \cdot 10^{-7}$	$5,0 \cdot 10^{-7}$

De acordo com as concentrações finais dos produtos, temos:

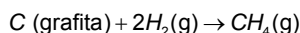
$$K_{PS} = [Sr^{2+}_{(aq)}]^3 \cdot [PO_4^{3-}_{(aq)}]^2 = (7,5 \cdot 10^{-7})^3 \cdot (5,0 \cdot 10^{-7})^2 = 1,05 \cdot 10^{-31}$$

E, finalmente, temos:

$$pK_{PS} = -\log K_{PS} = -\log 1,05 \cdot 10^{-31} \Rightarrow pK_{PS} \approx 31,0$$

**QUESTÃO 16**

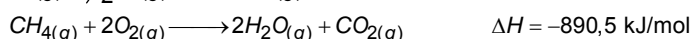
Sabe-se que a 25 °C as entalpias de combustão (em kJ mol<sup>-1</sup>) de grafita, gás hidrogênio e gás metano são, respectivamente, -393,5; -285,9 e -890,5. Assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO da entalpia da seguinte reação:



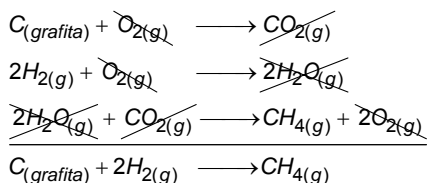
- a) -211,1 kJ mol<sup>-1</sup>      b) -74,8 kJ mol<sup>-1</sup>      c) 74,8 kJ mol<sup>-1</sup>  
d) 136,3 kJ mol<sup>-1</sup>      e) 211,1 kJ mol<sup>-1</sup>

**Resolução** **Alternativa B**

Escrevendo as equações de combustão cujas entalpias foram dadas:



Observe que, para obtermos a reação pedida, basta multiplicar a primeira reação por 1, a segunda por 2 e a terceira por (-1), e somá-las:



E o  $\Delta H$  desta reação pode ser calculado:

$$\Delta H = 1 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,9) - 1 \cdot (-890,5) \Rightarrow \Delta H = -74,8 \text{ kJ/mol}$$

**QUESTÃO 17**

Uma lâmpada incandescente comum consiste de um bulbo de vidro preenchido com um gás e de um filamento metálico que se acende e emite luz quando percorrido por corrente elétrica.

Assinale a opção com a afirmação ERRADA a respeito de características que o filamento metálico deve apresentar para o funcionamento adequado da lâmpada.

- a) O filamento deve ser feito com um metal de elevado ponto de fusão.  
b) O filamento deve ser feito com um metal de elevada pressão de vapor.  
c) O filamento deve apresentar resistência à passagem de corrente elétrica.  
d) O filamento deve ser feito com um metal que não reaja com o gás contido no bulbo.  
e) O filamento deve ser feito com um metal dúctil para permitir a produção de fios finos.

**Resolução** **Alternativa B**

**a) Correta.** Um elevado ponto de fusão é necessário devido à alta temperatura que o filamento pode atingir devido ao efeito Joule. Assim, caso o ponto de fusão não seja alto, corre-se o risco de derreter o filamento.

**b) Incorreta.** Caso o filamento fosse feito com um metal de elevada pressão de vapor, isso indicaria que ele é bastante volátil, tendo portanto baixos pontos de fusão e de ebulição. Dessa forma, o filamento poderia se romper, conforme explicado anteriormente.

**c) Correta.** O filamento de fato deve apresentar resistência à passagem de corrente elétrica, para que ocorra a dissipação de energia e o aumento de temperatura necessários para emissão de luz.

**d) Correta.** O gás contido no bulbo deve ser inerte em relação ao material do filamento, para que não aconteça o consumo do mesmo, rompendo o filamento e queimando a lâmpada.

**e) Correta.** Ductilidade é uma característica de metais, que consiste em facilidade de se formar fios finos. Assim, para a fabricação do filamento, devemos observar a ductilidade do material.

**QUESTÃO 18**

Em um processo de eletroposição de níquel, empregou-se um eletrodo ativo de níquel e um eletrodo de cobre, ambos parcialmente imersos em uma solução aquosa contendo sais de níquel (cloreto e sulfato) dissolvidos, sendo este eletrólito tamponado com ácido bórico. No decorrer do processo, conduzido à temperatura de 55 °C e pressão 1 atm, níquel metálico depositou-se sobre a superfície do eletrodo de cobre. Considere que as seguintes afirmações sejam feitas:

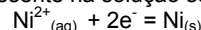
- I. Ocorre formação de gás cloro no eletrodo de cobre.  
II. A concentração de íons cobre aumenta na solução eletrolítica.  
III. Ocorre formação de hidrogênio gasoso no eletrodo de níquel.  
IV. O ácido bórico promove a precipitação de níquel na forma de produto insolúvel no meio aquoso.

Com relação ao processo de eletrodeposição acima descrito, assinale a opção CORRETA.

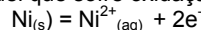
- a) Todas as afirmações são verdadeiras.  
b) Apenas a afirmação IV é verdadeira.  
c) Apenas a afirmação III é falsa.  
d) Apenas as afirmações II e IV são falsas.  
e) Todas as afirmações são falsas.

**Resolução** **Alternativa E**

O enunciado diz que ocorre a eletrodeposição do níquel, o que significa que íons  $Ni^{2+}$  presente na solução sofrem redução no cátodo:



Ainda do enunciado temos que há um eletrodo ativo de níquel, ou seja, há um eletrodo níquel que sofre oxidação:



Sendo assim, pode-se dizer que neste processo há oxidação e redução de níquel. Desta forma:

**I) Falsa.** o eletrodo de cobre funciona como cátodo, então nele ocorre a redução do níquel, não havendo formação de gás cloro (que inclusive representaria uma reação de oxidação).

**II) Falsa.** Não há formação de íons cobre a partir do eletrodo de cobre. Esse eletrodo é o cátodo do sistema, o que implicaria em reações de redução no mesmo (no caso do  $Ni^{2+}$ ).

**III) Falsa.** No eletrodo de níquel ocorre a oxidação do níquel (eletrodo ativo). Além disso, a formação de hidrogênio gasoso implicaria em uma redução (que não aconteceria no ânodo).

**IV) Falsa.** para fazer deposição de níquel ele precisa estar solúvel e então, não seria escolhido o ácido bórico para tamponar o meio de reação caso ele formasse precipitado com níquel.

**QUESTÃO 19**

Considere duas reações químicas, mantidas à temperatura e pressão ambientes, descritas pelas equações abaixo:



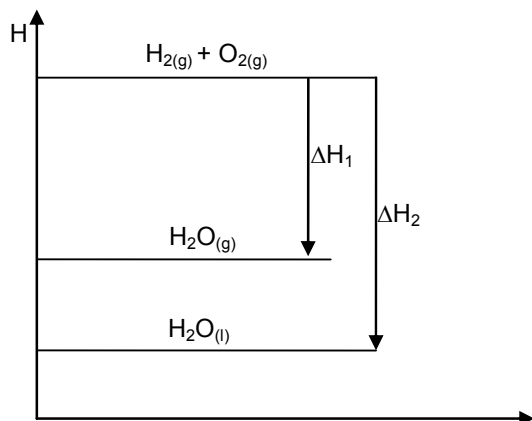
Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA sobre estas reações.

- a) As reações I e II são exotérmicas.  
b) Na reação I, o valor, em módulo, da variação de entalpia é menor que o da variação de energia interna.  
c) O valor, em módulo, da variação de energia interna da reação I é menor que o da reação II.  
d) O valor, em módulo, da variação de entalpia da reação I é menor que o da reação II.  
e) A capacidade calorífica do produto da reação I é menor que a do produto da reação II.

**Resolução**

**Alternativa B**

Abaixo, de forma qualitativa, temos representado um diagrama de entalpia para os reagentes e produtos envolvidos na duas reações do enunciado:



a) **Correta.** Ambas as reações possuem como reagentes  $H_{2(g)}$  e  $O_{2(g)}$  e formam sempre produtos com menor entalpia.

b) **Incorreta.** Partiremos de  $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$ . Como  $(p \cdot \Delta V)$  representa um trabalho negativo realizado pelo sistema (ocorre contração de volume na reação), e em ambas as reações ( $\Delta V < 0$ ), sabendo que  $\Delta H < 0$  temos que  $\Delta U < 0$ . Assim:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V \Rightarrow |\Delta H| = |\Delta U + p \cdot \Delta V| \Rightarrow$$

$$|\Delta H| = -(\Delta U + p \cdot \Delta V) = -\Delta U - p \cdot \Delta V = |\Delta U| + |p \cdot \Delta V|$$

Logo,  $|\Delta H| > |\Delta U|$ .

c) **Correta.** Como  $\Delta V$  é menor (mais negativo) na reação II que em I (na reação II o produto formado é líquido), o produto  $p \cdot \Delta V$  é menor na reação II que em I portanto, partindo da desigualdade das entalpias:

$$\Delta H_I < \Delta H_{II} \Rightarrow \Delta U_I + (p \cdot \Delta V)_I < \Delta U_{II} + (p \cdot \Delta V)_{II} \Rightarrow$$

$$\Delta U_I - \Delta U_{II} < (p \cdot \Delta V)_{II} - (p \cdot \Delta V)_I < 0$$

Assim, temos  $\Delta U_I - \Delta U_{II} < 0 \Rightarrow \Delta U_I < \Delta U_{II}$ . Sabendo que ambas as grandezas são negativas (conforme discutido no item anterior), temos que  $\Delta U_I < \Delta U_{II}$ .

d) **Correta.** Pelo diagrama percebe-se que  $|\Delta H_I| > |\Delta H_2|$

e) **Correta.** Para a equação I temos que a capacidade calorífica do produto da reação ( $H_{2O(g)}$ ) a volume constante ( $C_V$ ) pode ser aproximado para:

$$C_V = \frac{6}{2} R = 3 \cdot 8,31 = 24,93 \text{ J / } ^\circ\text{C} \text{ (gás poliátômico)}$$

Para a equação II, sabendo que o calor específico da água líquida é aproximadamente  $1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$  temos que a capacidade calorífica do produto a volume constante ( $C_V$ ) é dada por:

$$C_V = c \cdot M = 4,18 \cdot 18 = 75,24 \text{ J / } ^\circ\text{C}$$

Assim, a capacidade calorífica do produto reação I é menor que a do produto da reação II.

**QUESTÃO 20**

Considere o composto aromático do tipo  $C_6H_5Y$ , em que Y representa um grupo funcional ligado ao anel.

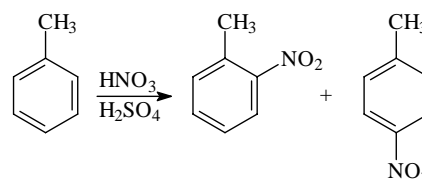
Assinale a opção ERRADA com relação ao(s) produto(s) preferencialmente formado(s) durante a reação de nitração deste tipo de composto nas condições experimentais apropriadas.

- Se Y representar o grupo  $-CH_3$ , o produto formado será o m-nitrotolueno.
- Se Y representar o grupo  $-COOH$ , o produto formado será o ácido m-nitro benzóico.
- Se Y representar o grupo  $-NH_2$ , os produtos formados serão o-nitroanilina e p-nitroanilina.
- Se Y representar o grupo  $-NO_2$ , o produto formado será o 1,3-dinitrobenzeno.
- Se Y representar o grupo  $-OH$ , os produtos formados serão o-nitrofenol e o p-nitrofenol.

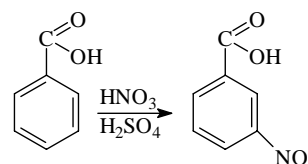
**Resolução**

**Alternativa A**

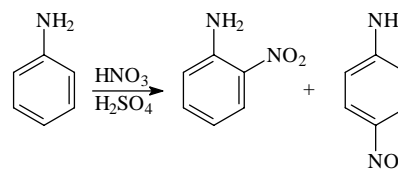
a) Se Y for o  $-CH_3$ , haverá a formação de dois produtos na reação de nitração, o-nitrotolueno e p-nitrotolueno, já que o metil é orto-para dirigente.



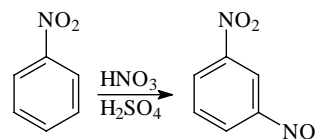
b) Se Y for o  $-COOH$ , haverá a formação de um produto na reação de nitração, o ácido m-nitrobenzóico, já que a carboxila é meta dirigente.



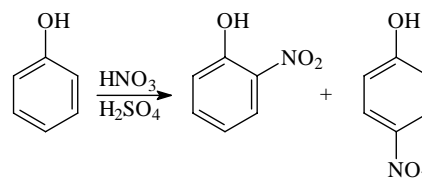
c) Se Y for o  $-NH_2$ , haverá a formação de dois produtos na reação de nitração, o-nitroanilina e p-nitroanilina, já que o  $NH_2$  é orto-para dirigente.



d) Se Y for o  $-NO_2$ , haverá a formação de um produto na reação de nitração, m-dinitrobenzeno ou 1,3 - dinitrobenzeno, já que o  $NO_2$  é meta dirigente.



e) Se Y for o  $-OH$ , haverá a formação de dois produtos na reação de nitração, o-nitrofenol e p-nitrofenol, já que o OH é orto-para dirigente.

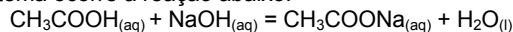


**QUESTÃO 21**

Determine o valor aproximado do pH no ponto de equivalência, quando se titula 25,0 mL de ácido acético a  $0,1000 \text{ mol L}^{-1}$  com hidróxido de sódio  $0,1000 \text{ mol L}^{-1}$ . Sabe-se que  $\log 2 = 0,3$  e  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ .

**Resolução**

Neste sistema ocorre a reação abaixo:



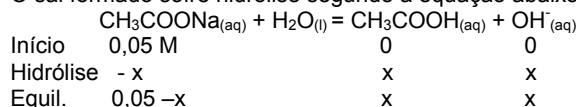
O ponto de equivalência será alcançado quando houver igualdade do número de mol dos reagentes, uma vez que a proporção é de 1:1. Como as concentrações das espécies são iguais, então o volume de NaOH necessário para atingir o ponto de equivalência é igual ao volume de  $CH_3COOH$ .

Além disso, no ponto de equivalência a quantidade de acetato de sódio é igual à quantidade inicial de ácido acético. Assim, o volume da solução dobra (25 mL ácido + 25 mL da base) e a concentração de acetato é igual a metade da concentração inicial de ácido acético.

Sendo assim:

$$[CH_3COONa] = 0,05 \text{ mol / L}$$

O sal formado sofre hidrólise segundo a equação abaixo:



Temos que a constante de hidrólise é dada por:

$$k_h = \frac{k_w}{k_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Como o valor de  $k_h$  é muito pequeno, o termo  $0,05 - x \approx 0,05$ , porque a quantidade hidrolisada é muito pequena.

Sendo assim:

$$k_h = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]} \Rightarrow 5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,05}$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,05} \Rightarrow x \approx 5 \cdot 10^{-6}$$

Assim,  $pOH = -\log(5 \cdot 10^{-6}) = 6 - \log 5 = 6 - \log\left(\frac{10}{2}\right)$

Usando  $\log 2 = 0,3$ , tem-se que:  $pOH = 6 - (1 - 0,3) = 5,3$

Em solução aquosa nas condições ambientes:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 8,7$$

### QUESTÃO 22

Proponha um método de obtenção de sulfato de cobre anidro a partir de uma reação de neutralização. Expresse as etapas para sua obtenção por meio de equações químicas, indicando as condições necessárias para que cada etapa seja realizada.

#### Resolução

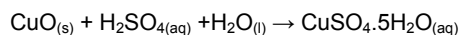
Para preparação de sulfato de cobre anidro ( $CuSO_4$ ) pode-se fazer a reação entre ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) concentrado e óxido de cobre II ( $CuO$ ). Esta reação pode ser entendida como uma reação de neutralização por ser a reação entre um ácido e um óxido básico.

As seguintes etapas são propostas:

I) Pesagem da massa desejada de  $CuO$  sólido.

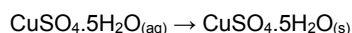
II) Mistura da massa de  $CuO$  sólido com volume desejado da solução de  $H_2SO_4$ . A mistura deve ser aquecida até a completa dissolução do sólido.

Nesta etapa, ocorrerá a formação de sulfato de cobre pentahidratado conforme reação seguinte (não balanceada):

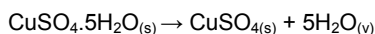


Após esta etapa é obtida uma solução azulada (pois o  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  se encontra dissolvido na mesma).

III) Evaporação completa do solvente, sob aquecimento em manta, até a formação de cristais sólidos azulados, conforme equação:



IV) Transferência dos cristais azulados para uma cápsula de porcelana e aquecimento em chama para liberação de água de hidratação e formação de cristais brancos de sulfato de cobre anidro, conforme equação:

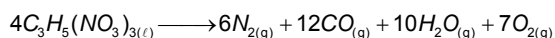


### QUESTÃO 23

A nitroglicerina,  $C_3H_5(ONO_2)_3$  ( $\ell$ ), é um óleo denso que detona se aquecido a  $218^\circ C$  ou quando é submetido a um choque mecânico. Escreva a equação que representa a reação química do processo, sabendo que a reação de decomposição é completa, e explique porque a molécula é explosiva.

#### Resolução

A reação de decomposição da nitroglicerina é mostrada abaixo:



A nitroglicerina é tão explosiva porque quando ela explode há liberação de novas moléculas ( $O_2$ ,  $N_2$ ,  $H_2O$  e  $CO$ ), todas mais estáveis e gasosas. Estas moléculas são geradas com grande energia cinética (pois há uma conversão de energia de ligação para energia cinética) e grande energia térmica. As moléculas gasosas com alta energia térmica e cinética sofrem rápida expansão de volume gerando uma onda de choque supersônica. Pode-se notar pela equação balanceada que 4 mols de nitroglicerina (cerca de 900 g) produzem 35 mols de gases (que ocupam um volume de quase 800 L, nas CNTP).

### QUESTÃO 24

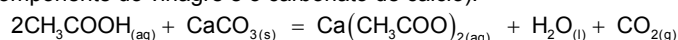
Foram realizadas duas experiências com dois ovos de galinha. Inicialmente, ambos foram imersos em vinagre até a dissolução total da casca, que pode ser considerada constituída prioritariamente por carbonato de cálcio. Os ovos envoltos apenas em suas membranas foram cuidadosamente retirados do vinagre e deixados secar por um breve período. A seguir, um ovo foi imerso em água pura e, o outro, numa solução saturada de sacarose, sendo ambos assim mantidos até se observar variação volumétrica de cada ovo.

a) Escreva a equação química balanceada que descreve a reação de dissolução da casca do ovo.

b) O volume dos ovos imersos nos líquidos deve aumentar ou diminuir? Explique sucintamente por que estas variações volumétricas ocorrem.

#### Resolução

a) Ocorre uma reação de dupla troca entre ácido acético (principal componente do vinagre e o carbonato de cálcio).



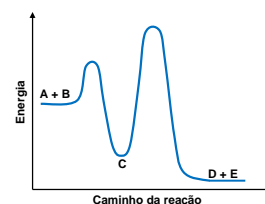
b) Os ovos depois de removidos a casca, estão envoltos em uma fina membrana que pode ser considerada semi-permeável (MSP). Sendo assim:

- Ovo colocado em água terá um aumento de volume, pois a concentração de solutos dissolvidos no ovo é maior do que na água pura, o que leva a  $\Pi_{ovo} > \Pi_{água}$ , assim a água atravessa a membrana semipermeável para dentro do ovo, contra o gradiente de concentração, para tentar igualar as pressões osmóticas ( $\Pi$ ).

- Ovo colocado em solução saturada de sacarose terá uma diminuição de volume, pois a concentração de sacarose na solução é maior que a concentração dos solutos dentro do ovo, ocorrendo saída de água do ovo para igualar as pressões osmóticas dentro e fora do ovo.

### QUESTÃO 25

Considere a curva de variação da energia potencial das espécies A, B, C, D e E, envolvidas em uma reação química genérica, em função do caminho da reação, apresentada na figura ao lado. Suponha que a reação tenha sido acompanhada experimentalmente, medindo-se a concentração de A, B e C em função do tempo.



a) Proponha um mecanismo de reação para o processo descrito na figura, indicando a reação global.

b) Indique a etapa lenta do processo e escreva a lei de velocidade da reação.

c) Baseado na sua resposta ao item b) e conhecendo as concentrações de A, B e C em função do tempo, explique como determinar a constante de velocidade desta reação.

#### Resolução

a) Podemos dizer que a reação acontece em duas etapas:

1ª. etapa:  $A + B = C$

2ª. etapa:  $C = D + E$

Reação global:  $A + B = D + E$

b) A etapa lenta é a segunda, por ser a que possui maior energia de ativação (maior diferença entre o estado intermediário, bastante energético e o estado inicial C) e, desta forma, a equação da velocidade é dada por:

$$v = k [C]$$

c) Para determinar a constante k da equação acima (item B), poderíamos, por exemplo, esperar que A e B fossem consumidos quase que totalmente (dessa forma suas concentrações não mudariam sensivelmente, e haveria pouca produção de C). Nesta situação, a variação da concentração de C seria devida apenas à formação de D e E, e como sabemos as concentrações de C em função do tempo, tomaríamos o menor intervalo de tempo possível (para maior precisão) e calcularíamos para este intervalo:

$$k \approx \frac{\left(-\frac{\Delta[C]}{\Delta t}\right)}{[C(t)]}$$

\*Caso tivéssemos a função  $[C] \times t$  (em sua forma analítica), poderíamos usar sua derivada (ao invés da taxa de variação no intervalo finito  $\Delta t$ ) no cálculo acima para maior precisão.



Para se ter valores de k ainda melhores, seria necessário levar em conta a taxa de formação de C por parte da reação de A e B, e aí teríamos as seguintes equações diferenciais:

$$\begin{cases} v_{\text{global}} = \frac{d[D]}{dt} = \frac{d[E]}{dt} = k \cdot [C] & \rightarrow \text{Formação de D e E} \\ \frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = k_1 \cdot [A] \cdot [B] & \rightarrow \text{Taxa de consumo de A e B} \\ \frac{d[C]}{dt} = k_1 \cdot [A] \cdot [B] - k \cdot [C] & \rightarrow \text{Taxa de variação (líquida) de C} \end{cases}$$

Realizando as substituições necessárias, obtemos o seguinte valor para k:

$$k = \frac{\frac{d[A]}{dt} \cdot \frac{d[C]}{dt}}{[C(t)]}$$

\*Analogamente ao caso anterior, caso não tivéssemos as **funções**  $[A] \times t$  ou  $[C] \times t$  em suas formas **analíticas**, poderíamos substituir as derivadas acima por valores de variação de suas concentrações num intervalo  $\Delta t$  finito (quanto menor este intervalo, mais preciso o valor de k).

**Nota:** Note que, como após um intervalo de tempo suficientemente grande temos  $\frac{d[A]}{dt} \rightarrow 0$  (pois  $[A]$  e  $[B]$  já são pequenos e assim

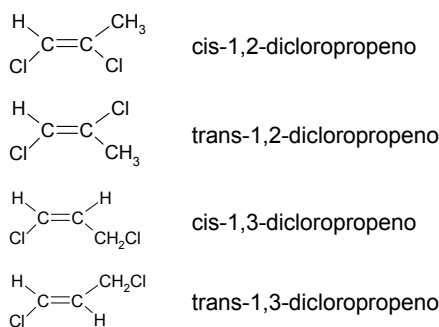
$-\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = k_1 \cdot [A] \cdot [B] \rightarrow 0$ ), a expressão acima se torna justamente nossa primeira aproximação para o valor de k.

### QUESTÃO 26

Dada a fórmula molécula  $C_3H_4Cl_2$ , apresente as fórmulas estruturais dos compostos de cadeia aberta que apresentam isometria geométrica e dê seus respectivos nomes.

#### Resolução

Existem dois compostos de cadeia aberta, com fórmula  $C_3H_4Cl_2$ , que apresentam isomeria geométrica:



A isomeria geométrica se configura, pois os dois compostos possuem ligantes diferentes entre si ligados aos carbonos insaturados.

### QUESTÃO 27

Considere que certa solução aquosa preparada recentemente contém nitratos dos seguintes cátions:  $Pb^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$  e  $Ag^+$ .

Descreva um procedimento experimental para separar esses íons, supondo que você dispõe de placas polidas dos seguintes metais puros: zinco, cobre, ferro, prata, chumbo e ouro e os instrumentos de vidro adequados. Descreva cada etapa experimental e apresenta todas as equações químicas balanceadas.

Dados:

$$\begin{aligned} E^0_{Zn^{2+}/Zn} &= -0,76 \text{ V} & E^0_{Fe^{2+}/Fe} &= -0,44 \text{ V} \\ E^0_{Pb^{2+}/Pb} &= -0,13 \text{ V} & E^0_{Cu^{2+}/Cu} &= 0,34 \text{ V} \\ E^0_{Ag^+/Ag} &= 0,80 \text{ V} & E^0_{Au^{3+}/Au} &= 1,40 \text{ V} \end{aligned}$$

### Resolução

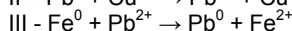
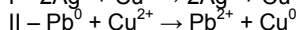
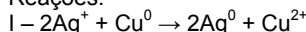
Como  $E^0_{Ag^+/Ag} > E^0_{Cu^{2+}/Cu}$ , em um béquer contendo a solução dos íons  $Pb^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$  e  $Ag^+$ , mergulha-se uma placa de cobre, que sofrerá oxidação, formando mais  $Cu^{2+}$  e reduzirá os íons  $Ag^+$  a  $Ag^0$ , que se depositará sobre a placa (reação I). Sobrarão na solução os íons  $Pb^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$  e  $Fe^{2+}$ . Em seguida a placa deve ser retirada da solução.

Para retirar os íons de  $Cu^{2+}$ , como  $E^0_{Cu^{2+}/Cu} > E^0_{Pb^{2+}/Pb}$ , deve-se mergulhar a placa de chumbo, que sofrerá oxidação, formando mais  $Pb^{2+}$  e reduzirá os íons  $Cu^{2+}$  a  $Cu^0$ , que se será depositado sobre a placa (reação II). Sobrarão na solução os íons  $Pb^{2+}$  e  $Fe^{2+}$ . Em seguida a placa deve ser retirada da solução.

Continuando o processo de separação, para retirar os íons de chumbo, deve-se mergulhar a placa de ferro, pois  $E^0_{Pb^{2+}/Pb} > E^0_{Fe^{2+}/Fe}$ .

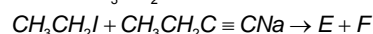
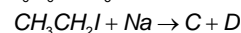
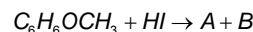
Assim, o ferro que sofrerá oxidação, formando mais  $Fe^{2+}$  e reduzirá os íons  $Pb^{2+}$  a  $Pb^0$ , que se depositará sobre a placa (reação III). Sobrarão na solução os íons  $Fe^{2+}$ . A placa de ferro deve ser retirada da solução e assim todos os íons foram separados.

Reações:



### QUESTÃO 28

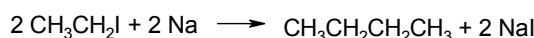
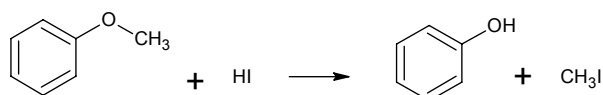
Considere que as reações químicas representadas pelas equações não balanceadas abaixo ocorram em condições experimentais apropriadas e que as espécies A, B, C, D, E e F representam os produtos dessas reações.



Apresente as reações químicas balanceadas e os respectivos produtos.

### Resolução

Provavelmente houve um erro no enunciado referente à fórmula do composto  $C_6H_6OCH_3$ . Com essa fórmula molecular, não é possível representar nenhum composto de cadeia aberta ou fechada. O correto é  $C_6H_5OCH_3$ , correspondente ao metóxibenzeno. Dessa forma, a primeira reação é passível de anulação. Corrigindo o equívoco, temos as reações balanceadas:



### QUESTÃO 29

Uma chapa metálica de cobre recoberta com uma camada passiva de óxido de cobre (I) é imersa em um recipiente de vidro contendo água destilada acidificada (pH=4) e gás oxigênio ( $O_2$ ) dissolvido, sendo a temperatura e a pressão deste sistema iguais a 25 °C e 1 atm, respectivamente. Admitindo-se que a concentração inicial de equilíbrio dos íons de cobre (II) na solução aquosa é de  $10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$  e, considerando que, nessas condições, a camada de óxido que envolve o metal pode ser dissolvida?

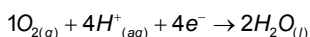
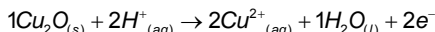
a) Escreva a equação química balanceada da reação que representa corrosão do  $Cu_2O(s)$  no referido meio líquido com  $O_2(g)$  dissolvido.

b) Determine o valor numérico da pressão de oxigênio em atm, a partir do qual o  $Cu_2O(s)$  apresenta tendência termodinâmica de sofrer corrosão espontânea no meio descrito acima.

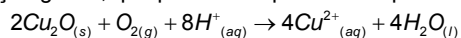
Dados:  $E^0_{Cu^{2+}/Cu_2O} = 0,20 \text{ V}$ ,  $E^0_{O_2/H_2O} = 1,23 \text{ V}$

**Resolução**

a) As semi-reações que irão acontecer no sistema são:



Multiplicando a primeira reação por dois e somando com a segunda, temos a reação global, que pode ser representada por:



b) Sabendo que a diferença de potencial nas condições padrão da reação acima é  $\Delta E^0 = \Delta E^0_{\text{red}, \text{O}_2} - \Delta E^0_{\text{red}, \text{Cu}^+} = 1,23 - 0,20 = 1,03\text{V}$ , notamos que a transformação ocorre espontaneamente nessas condições.

Para determinar a pressão mínima de  $\text{O}_2$  a partir da qual a reação se torna espontânea, utilizaremos a equação de Nernst:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{[\text{Cu}^{2+}]^4 \cdot 1}{1 \cdot p_{\text{O}_2} \cdot [\text{H}^+]^8} \right)$$

$$\Delta E = 1,03 - \frac{0,059}{4} \log \left( \frac{(10^{-6})^4}{p_{\text{O}_2} \cdot (10^{-4})^8} \right)$$

$$\Delta E = 1,03 - 0,015 [8 - \log p_{\text{O}_2}]$$

$$\Delta E = 0,91 + 0,015 \cdot \log p_{\text{O}_2}$$

Para que a reação seja espontânea, devemos ter  $\Delta E > 0$  e assim:

$$0,91 + 0,015 \cdot \log p_{\text{O}_2} > 0 \Rightarrow p_{\text{O}_2} > 10^{-185/3}$$

**QUESTÃO 30**

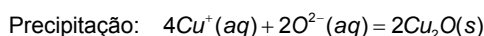
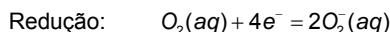
Cobre metálico exposto à atmosfera ambiente úmida sofre corrosão, com formação de cuprita ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ) sobre a sua superfície. Este fato é comprovado em laboratório com a aplicação de corrente elétrica, proveniente de um gerador de corrente contínua, em um eletrodo de cobre (isento de óxido) imerso numa solução aquosa neutra de cloreto de potássio ( $\text{pH}=7$ ) contendo oxigênio gasoso ( $\text{O}_2$ ) dissolvido. Considere que esse procedimento é realizado nas seguintes condições:

- I. Eletrodos metálicos empregados: catodo de platina e anodo de cobre.
- II. Área imersa do anodo:  $350,0 \text{ cm}^2$ .
- III. Densidade de corrente aplicada:  $10,0 \mu\text{A cm}^{-2}$ .
- IV. Tempo de eletrólise: 50 s.

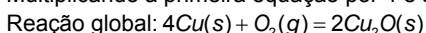
Baseado no procedimento experimental acima descrito:

- a) Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações envolvidas na formação da cuprita sobre cobre metálico.
- b) Calcule o valor numérico da massa de cuprita, expressa em g, formada sobre a superfície do anodo.
- c) Sabendo que a massa específica média da cuprita é igual a  $6,0 \text{ g cm}^{-3}$ , calcule o valor numérico da espessura em  $\mu\text{m}$ , desse óxido durante a eletrólise.

**Resolução**



Multiplicando a primeira equação por 4 e somando todas:



b) Calculando a corrente:

$$i = d_{\text{corrente}} \times A = 10\mu\text{A} \cdot \text{cm}^{-2} \times 350\text{cm}^2 \Rightarrow i = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ A}$$

Calculando agora a carga que circulou pelo aparato em 50 s:

$$i = \frac{\Delta Q}{\Delta t} \Rightarrow \Delta Q = (3,5 \cdot 10^{-3}) \cdot 50 = 0,175 \text{ C}$$

Desta forma, temos que  $\frac{0,175}{96500} = 1,83 \cdot 10^{-6}$  mols de elétrons

circularam em 50s.

Dadas as proporções estequiométricas da reação de formação de cuprita, temos que 4 mols de elétrons contribuem para a formação de 2 mols de  $\text{Cu}_2\text{O}$ , e desta forma:

$$\left\{ \begin{array}{l} 4 \text{ mol } e^- \longleftrightarrow 286,2 \text{ g } \text{Cu}_2\text{O} \\ 1,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol } e^- \longleftrightarrow m \end{array} \right. \Rightarrow m_{\text{Cu}_2\text{O}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

c) Calculando o volume de cuprita correspondente à massa depositada:

$$d = 6 \text{ g/cm}^3 = \frac{1,3 \cdot 10^{-4} \text{ g}}{V} \Rightarrow V = 2,16 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^3$$

Como a área de deposição da cuprita é igual a  $350 \text{ cm}^2$ , e chamando a espessura da camada de cuprita de  $e$ , temos:

$$V = A \cdot e \Rightarrow 350 \cdot e = 2,16 \cdot 10^{-5} \Rightarrow e = 0,0062 \cdot 10^{-5} \text{ cm} \Rightarrow e = 6,2 \cdot 10^{-4} \mu\text{m}$$



**Turmas super-reduzidas: só no ELITE.**  
(Turma ITA/IME/AFA com cerca de 30 alunos)

**Acompanhamento individualizado e projeto personalizado para a aprovação de cada aluno: só no ELITE.**

**Aprovação no ITA e no IME na região de Campinas: só no ELITE.**

**Acompanhamento especial da Direção e Coordenação, que é composta de Engenheiros formados pelo ITA, pessoas que sabem como deve ser a preparação para este vestibular.**

**Quer entrar no ITA?**

**Faça ELITE.**