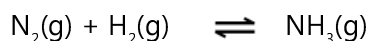


**Olimpíada Brasileira de Química - 2008****MODALIDADE A (1º e 2º anos)****PARTE A - QUESTÕES MÚLTIPLA ESCOLHA**

01. A soma das concentrações dos íons presentes em uma solução preparada a partir da dissolução completa de 1,25 g de sulfato cúprico penta-hidratado em volume de água suficiente para completar 500 mL de solução, expressa em mmol/L, é de aproximadamente:

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

02. O processo de Haber (cujo desenvolvimento valeu a Fritz Haber o Prêmio Nobel de Química de 1918) é o mais importante método de obtenção da amônia. Neste processo os gases nitrogênio e hidrogênio são combinados diretamente a uma pressão de 20 MPa e temperatura de 500°C, utilizando o ferro como catalisador, conforme a equação química abaixo:



Para esta reação, a relação entre as constantes de equilíbrio K_p e K_c é:

- a) $K_p = K_c$ b) $K_p = K_c \cdot RT$
c) $K_p = K_c \cdot (RT)^{-1}$ d) $K_p = K_c \cdot (RT)^{-2}$
e) $K_p = K_c \cdot (RT)^2$

OBS: a equação química acima não está balanceada

03. Um certo elemento químico apresenta um isótopo radioativo de número de massa **X**. Se um átomo desse isótopo emite, sucessivamente, uma partícula alfa (α) e duas partículas beta (β) a diferença entre o número de massa e o número atômico deste átomo:

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

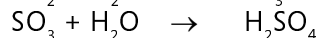
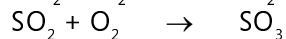
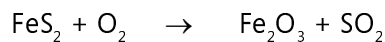
04. Dentre as opções abaixo, assinale aquela que apresenta o nome do óxido, no qual, o nitrogênio apresenta o maior estado de oxidação

- a) Óxido nítrico b) Óxido nitroso
c) Dióxido de nitrogênio d) Trióxido de dinitrogênio
e) Pentóxido de dinitrogênio

05. A pirita (FeS_2) é um minério de ferro conhecido como ouro de tolo em face de sua aparência. Quando queimada na presença de oxigênio do ar, a pirita é convertida nos óxidos Fe_2O_3 e SO_2 . O ferro é então obtido a partir do óxido de ferro em um alto-forno. A massa de ferro (em kg) que pode ser obtida a partir de 1 tonelada de pirita de pureza igual a 95% está entre:

- a) 200 e 300 kg b) 300 e 350 kg c) 350 e 400 kg
d) 400 e 450 kg e) 450 e 500 kg

06. A partir da pirita, minério citado na questão anterior, também se pode obter ácido sulfúrico, segundo a seqüência de reações, cujas equações químicas não-balanceadas são mostradas a seguir:



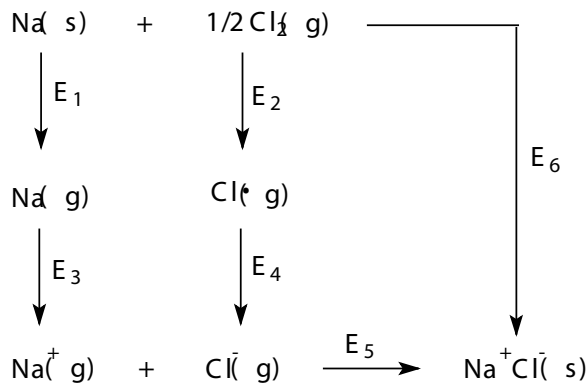
Após o balanceamento destas equações, pode-se deduzir que a quantidade de matéria (número de mols) de ácido sulfúrico obtida a partir de 1 mol de FeS_2 é igual a:

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 8

07. Através de técnicas criogênicas podem ser alcançadas temperaturas muito baixas, tornando possível condensar o hidrogênio gasoso (em torno de $-253\text{ }^\circ\text{C}$), obtendo-se assim hidrogênio líquido. Desta forma, uma maior quantidade de hidrogênio pode ser armazenada e transportada. Quando o hidrogênio retorna do estado líquido para o estado gasoso ocorre o rompimento de:

- a) Interações de van der Waals
b) Ligações covalentes
c) Ligações de hidrogênio
d) Pontes de hidrogênio
e) As opções (c) e (d) estão corretas

08. Os cientistas alemães Max Born e Fritz Haber propuseram um ciclo para analisar as energias envolvidas numa reação. Este ciclo, conhecido como Ciclo de Born-Haber envolve a formação de um composto iônico a partir da reação de um metal (frequentemente um elemento do grupo 1 ou grupo 2) com um ametal. O ciclo de Born-Haber é usado principalmente como um método para calcular a entalpia reticular, a qual não pode ser mensurada diretamente. Abaixo está representado o Ciclo de Born-Haber para a formação de um cristal de NaCl .

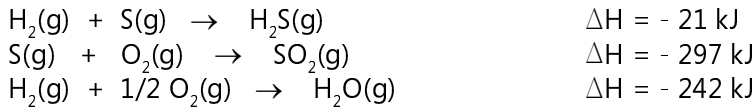


Neste ciclo, as etapas ENDOTÉRMICAS são:

- a) Somente E_1
- b) E_3 e E_4
- c) E_1 , E_2 e E_3
- d) E_4 , E_5 e E_6
- e) Todas as etapas são endotérmicas

09. A combustão de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ produz $\text{SO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Com base nos dados fornecidos abaixo, assinale a opção correspondente à quantidade de calor desprendido na combustão de 1 mol de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$.

Dados:



- a) 34 kJ
- b) 76 kJ
- c) 518 kJ
- d) 560 kJ
- e) Não há desprendimento de calor porque a reação é endotérmica

10. Obtém-se uma reta quando, para uma reação $\text{A} \rightarrow \text{B}$, de primeira ordem, constrói-se um gráfico de:

- a) $\ln[\text{A}]$ versus t
- b) $\ln [\text{A}]$ versus $1/t$
- c) $[\text{A}]$ versus t
- d) $[\text{A}]$ versus $1/t$
- e) $1/[\text{A}]$ versus t

Obs: $[\text{A}]$ = concentração de A; t = tempo

PARTE B - QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS**Questão 11** (42ª Belarusian Chemistry Olympiad, National Final, 2008)

A acidez de uma solução é comumente expressa em termos do valor do pH, que é definido como o logaritmo decimal negativo da concentração molar de íons H^+ , isto é, $pH = -\log c(H^+)$, onde $c(H^+)$ é expresso em mol/L. Em alguns casos, a auto-ionização da água, $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$, deve ser levada em conta no cálculo do pH. A uma dada temperatura e uma dada pressão, o valor do produto da concentração molar de H^+ e OH^- é uma constante. Esta constante é chamada de produto iônico da água e é simbolizada por K_w . A correspondente equação é $K_w = c(H^+).c(OH^-)$. À temperatura e pressão ambientes (isto é, 298,15 K e 100 kPa), $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$. Use este valor de K_w quando estiver respondendo às seguintes questões:

- Calcule o pH de uma solução aquosa de NaOH
(I) $1,0 \times 10^{-1}$ mol/L e (II) $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L
- A concentração de íons OH^- em uma certa solução aquosa de NaOH é duas vezes a concentração analítica de NaOH. Isto é possível? Explique.
- Amônia e uréia são exemplos de bases fracas. Bases fracas dissociam-se parcialmente em água de acordo com a equação: $X + H_2O \rightleftharpoons HX^+ + OH^-$. As constantes de equilíbrio da amônia e da uréia para esta dissociação são, respectivamente, $1,8 \times 10^{-5}$ e $1,5 \times 10^{-14}$. Calcule os valores de pH de uma solução aquosa de NH_3 0,10 mol/L e de uma solução aquosa de uréia 0,10 mol/L.

Questão 12 (Chemistry Olympiad– 2008 – National German Competition)

I) 1,004 g de um cloreto de um metal (MCl_y , $1 \leq y \leq 4$) é aquecido lentamente ao ar até o rubro (vermelho "quente"). 0,594 g de um sólido, que já não contém cloro, é formado; porém, tem a mesma massa de metal do cloreto original.

Identifique estes compostos e escreva a equação balanceada da reação que ocorre durante o aquecimento. Examine se há mais que uma solução possível.

II) Ao lado da composição de uma substância, a estrutura de sua molécula ou íon é também de interesse. Para predizer a estrutura você pode usar a teoria da repulsão de elétrons (VSEPR).

Os seguintes compostos de enxofre são escolhidos como exemplos: SO_2 , SOF_2 , SO_4^{2-} , SF_4 , SF_6 . Desenhe as estruturas destas espécies. Insira os pares de elétrons livres de enxofre. Dê os nomes das geometrias destes compostos ou íons.

Questão 13

O gás desprendido de um alto-forno tem a seguinte composição, em porcentagem por volume: 12,0 % de CO_2 ; 28,0% de CO ; 3,0% de H_2 ; 0,6% de CH_4 ; 0,2% de C_2H_4 e 56,2% de N_2

- a) Calcule o consumo teórico de ar (em mL) necessário para a combustão total de 200 mL da mistura de gases acima, considerando que tanto o ar como a mistura de gases são medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e que o teor de oxigênio é de 20% por volume.
- b) Determine a composição da mistura de gases após a combustão, se o gás é queimado com um excesso de 20% de ar.

Questão 14

Uma certa liga metálica é constituída de rubídio e um outro metal alcalino. Uma amostra de 4,6 g desta liga, ao reagir com água, libera $2,241 \text{ dm}^3$ de hidrogênio em CNTP.

- a) Qual é o segundo metal alcalino que compõe esta liga ?
- b) Qual a composição percentual, em massa, dessa liga ?

Questão 15

I) Descreva e justifique a variação, nos grupos e nos períodos da tabela periódica:

- a) da energia de ionização,
 b) da afinidade eletrônica,
 c) da eletronegatividade

II) Defina cada uma dessas propriedades periódicas

Questão 16

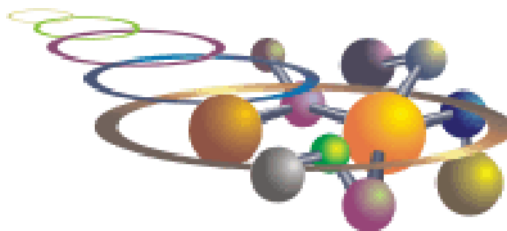
Considerando as soluções aquosas (**A** a **F**) das substâncias citadas abaixo, todas com concentração igual a $0,2 \text{ mol/L}$: A: HCl ; B: HSO_4^- ; C: CH_3COOH ; D: NaOH ; E: HPO_4^{2-} e F: H_2SO_4

- a) Escreva a equação química da reação entre **B** e **E** e assinale os pares de ácidos e bases conjugados.
- b) Relacione as substâncias contidas nas soluções **A**, **B** e **C** em ordem de decrescente de acidez. Justifique.
- c) Calcule o volume de solução **D** necessário para neutralizar 20,0 mL da solução **F**.

Constantes de ionização:

CH_3COOH	$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
H_2CO_3	$K_a = 4.4 \times 10^{-7}$
HSO_4^-	$K_a = 1.7 \times 10^{-2}$
HPO_4^{2-}	$K_a = 4.4 \times 10^{-11}$

G A B A R I T O da
Olimpíada Brasileira de
Química Modalidade A



RESPOSTAS: 1-b, 2-e, 3-c, 4-e, 5-d, 6-b, 7-a, 8-d, 9-c, 10-a

B

Olimpíada Brasileira de Química - 2008**MODALIDADE B (3º ano)****PARTE A - QUESTÕES MÚLTIPLA ESCOLHA**

01. O processo de Haber (cujo desenvolvimento valeu a Fritz Haber o Prêmio Nobel de Química de 1918) é o mais importante método de obtenção da amônia. Neste processos os gases nitrogênio e hidrogênio são combinados diretamente a uma pressão de 20 MPa e temperatura de 500°C, utilizando o ferro como catalisador, conforme a equação química abaixo:



Para esta reação, a relação entre as constantes de equilíbrio K_p e K_c é:

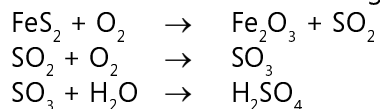
- a) $K_p = K_c$ b) $K_p = K_c \cdot RT$
 c) $K_p = K_c \cdot (RT)^{-1}$ d) $K_p = K_c \cdot (RT)^{-2}$
 e) $K_p = K_c \cdot (RT)^2$

OBS: a equação química acima não está balanceada

02. A pirita (FeS_2) é um minério de ferro conhecido como ouro de tolo em face de sua aparência. Quando queimada na presença de oxigênio do ar, a pirita é convertida nos óxidos Fe_2O_3 e SO_2 . O ferro é então obtido a partir do óxido de ferro em um alto-forno. A massa de ferro (em kg) que pode ser obtida a partir de 1 tonelada de pirita de pureza igual a 95% está entre:

- a) 200 e 300 b) 300 e 350 c) 350 e 400
 d) 400 e 450 e) 450 e 500 kg

03. A partir da pirita, minério citado na questão anterior, também se pode obter ácido sulfúrico, segundo a seqüência de reações, cujas equações químicas não-balanceadas são mostradas a seguir:



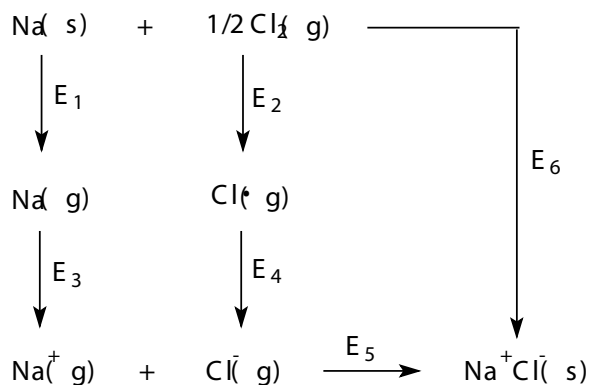
Após o balanceamento destas equações, pode-se deduzir que a quantidade de matéria (número de mols) de ácido sulfúrico obtida a partir de 1 mol de FeS_2 é igual a:

- a) 1 b) 2 c) 3
 d) 4 e) 8

04. Através de técnicas criogênicas podem ser alcançadas temperaturas muito baixas, tornando possível condensar o hidrogênio gasoso (em torno de $-253\text{ }^{\circ}\text{C}$), obtendo-se assim hidrogênio líquido. Desta forma, uma maior quantidade de hidrogênio pode ser armazenada e transportada. Quando o hidrogênio retorna do estado líquido para o estado gasoso ocorre o rompimento de:

- Interações de van der Waals
- Ligações covalentes
- Ligações de hidrogênio
- Pontes de hidrogênio
- As opções (c) e (d) estão corretas

05. Os cientistas alemães Max Born e Fritz Haber propuseram um ciclo para analisar as energias envolvidas numa reação. Este ciclo, conhecido como Ciclo de Born-Haber envolve a formação de um composto iônico a partir da reação de um metal (frequentemente um elemento do grupo 1 ou grupo 2) com um ametal. O ciclo de Born-Haber é usado principalmente como um método para calcular a entalpia reticular, a qual não pode ser mensurada diretamente. Abaixo está representado o Ciclo de Born-Haber para a formação de um cristal de NaCl.



Neste ciclo, as etapas ENDOTÉRMICAS são:

- Somente E_1
- E_3 e E_4
- E_1 , E_2 e E_3
- E_4 , E_5 e E_6
- Todas as etapas são endotérmicas

06. Obtém-se uma reta quando, para uma reação $A \rightarrow B$, de primeira ordem, constrói-se um gráfico de:

- a) $\ln[A]$ versus t
- b) $\ln [A]$ versus $1/t$
- c) $[A]$ versus t
- d) $[A]$ versus $1/t$
- e) $1/[A]$ versus t

07. O lindano é um inseticida da classe dos organoclorados usado como preservante de madeira destinada para fabricação de dormentes, postes, cruzetas, mourões para cercas rurais, esteios e vigas, A fórmula molecular do lindano é $C_6H_6Cl_6$ e todos os seus carbonos são secundários. O número de isômeros que satisfazem essa condição é

- a) 3
- b) 5
- c) 7
- d) 8
- e) 9

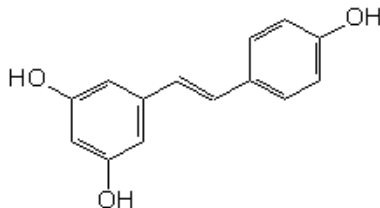
08. A reação com fenil-hidrazina, produzindo fenil-hidrazona, um sólido amarelo, é usada para caracterizar compostos:

- a) fenólicos
- b) sulfurados
- c) carbonílicos
- d) hidroxilados
- e) nitrogenados

09. Os ácidos carboxílicos podem ser convertidos em diversos derivados, tais como: amidas, anidridos, ésteres e cloretos de ácidos; os quais, por hidrólise podem ser novamente convertidos em ácidos. Dentre os derivados de ácidos carboxílicos citados abaixo, assinale aquele que pode ser mais rapidamente hidrolisado.

- a) Acetamida
- b) Anidrido acético
- c) Acetato de sódio
- d) Acetato de metila
- e) Cloreto de acetila

10. O etenilbenzeno ou fenileteno é conhecido como ESTIRENO e o m-di-hidroxi-benzeno é conhecido como RESORCINOL. A partir dessas informações pode-se atribuir ao RESVERATROL (figura abaixo)



O seguinte nome:

- a) (E)- 5-(p-hidroxiestiril)resorcinol
- b) (E)- 3-(p-hidroxiestiril)resorcinol
- c) (Z)- 5-(m-hidroxiestiril)resorcinol
- d) (Z)- 5-(p-hidroxiestiril)resorcinol
- e) (Z)- 3-(p-hidroxiestiril)resorcinol

PARTE B - QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS**Questão 11** (42ª Belarusian Chemistry Olympiad, National Final, 2008)

A acidez de uma solução é comumente expressa em termos do valor do pH, que é definido como o logaritmo decimal negativo da concentração molar de íons H^+ , isto é, $pH = -\log c(H^+)$, onde $c(H^+)$ é expresso em mol/L. Em alguns casos, a auto-ionização da água, $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$, deve ser levada em conta no cálculo do pH. A uma dada temperatura e uma dada pressão, o valor do produto da concentração molar de H^+ e OH^- é uma constante. Esta constante é chamada de produto iônico da água e é simbolizada por K_w . A correspondente equação é $K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-)$. À temperatura e pressão ambientes (isto é, 298,15 K e 100 kPa), $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$. Use este valor de K_w quando estiver respondendo às seguintes questões:

- a) Calcule o pH de uma solução aquosa de NaOH
(I) $1,0 \times 10^{-1}$ mol/L e (II) $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L
- b) A concentração de íons OH^- em uma certa solução aquosa de NaOH é duas vezes a concentração analítica de NaOH. Isto é possível? Explique.
- c) Amônia e uréia são exemplos de bases fracas. Bases fracas dissociam-se parcialmente em água de acordo com a equação: $X + H_2O \rightleftharpoons HX^+ + OH^-$. As constantes de equilíbrio da amônia e da uréia para esta dissociação são, respectivamente, $1,8 \times 10^{-5}$ e $1,5 \times 10^{-14}$. Calcule os valores de pH de uma solução aquosa de NH_3 0,10 mol/L e de uma solução aquosa de uréia 0,10 mol/L.

Questão 12 (Chemistry Olympiad– 2008 – National German Competition)

I) 1,004 g de um cloreto de um metal ($MCly$, $1 \leq y \leq 4$) é aquecido lentamente ao ar até o rubro (vermelho "quente"). 0,594 g de um sólido, que já não contém cloro, é formado; porém, tem a mesma massa de metal do cloreto original.

Identifique estes compostos e escreva a equação balanceada da reação que ocorre durante o aquecimento. Examine se há mais que uma solução possível.

II) Ao lado da composição de uma substância, a estrutura de sua molécula ou íon é também de interesse. Para prever a estrutura você pode usar a teoria da repulsão de elétrons (VSEPR).

Os seguintes compostos de enxofre são escolhidos como exemplos: SO_2 , SOF_2 , SO_4^{2-} , SF_4 , SF_6 . Desenhe as estruturas destas espécies. Insira os pares de elétrons livres de enxofre. Dê os nomes das geometrias destes compostos ou íons.

Questão 13

O gás desprendido de um alto-forno tem a seguinte composição, em porcentagem por volume: 12,0 % de CO_2 ; 28,0% de CO ; 3,0% de H_2 ; 0,6% de CH_4 ; 0,2% de C_2H_4 e 56,2% de N_2

- Calcule o consumo teórico de ar (em mL) necessário para a combustão total de 200 mL da mistura de gases acima, considerando que tanto o ar como a mistura de gases são medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e que o teor de oxigênio é de 20% por volume.
- Determine a composição da mistura de gases após a combustão, se o gás é queimado com um excesso de 20% de ar.

Questão 14

Uma certa liga metálica é constituída de rubídio e um outro metal alcalino. Uma amostra de 4,6 g desta liga, ao reagir com água, libera $2,241 \text{ dm}^3$ de hidrogênio em CNTP.

- Qual é o segundo metal alcalino que compõe esta liga ?
- Qual a composição percentual, em massa, dessa liga ?

Questão 15

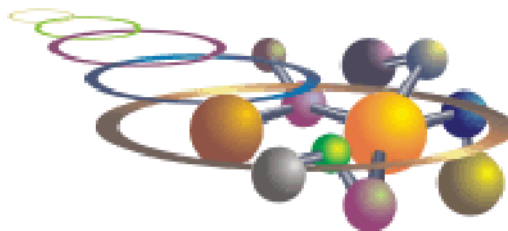
Um composto orgânico **A** reage com sódio metálico formando o composto **B** e liberando o gás **C**, mas, não reage com óxido de crômio. O mesmo composto **A** reage com bromo em tetracloreto de carbono produzindo uma mistura de compostos (compostos **C** e **D**). O composto **A** apresenta atividade óptica e contém em sua molécula um carbono com configuração **R**. Ao ser hidrogenado com hidreto de lítio e alumínio, composto **A** forma o composto **E**, opticamente inativo. O composto **A** foi obtido a partir da reação do composto **F** com brometo de etilmagnésio, seguido de água. O composto **F** dá teste de iodofórmio positivo.

- Escreva as estruturas dos compostos de **A** a **F**.

Questão 16

- Quais dos compostos de **A** a **F** são quirais ?
- Qual a relação estereoquímica entre os compostos **C** e **D** ?
- Escreva as equações químicas das reações citadas no texto da questão **15**.

G A B A R I T O da
Olimpíada Brasileira de
Química Modalidade B



RESPOSTAS: 1-d, 2-d, 3-b, 4-a, 5-c, 6-a, 7-e, 8-c, 9-e, 10-b