

ITA 1989

DADOS EVENTUALMENTE NECESSÁRIOS

Constante de Avogadro = $6,02 \times 10^{23}$ partículas. mol^{-1}

Constante de Faraday = $9,65 \times 10^4$ C. mol^{-1}

Volume molar = 22,4 litros (CNTP)

CNTP = condições normais de temperatura e pressão

Temperatura em Kelvin = 273 + temperatura em Celsius

$R = 8,21 \times 10^{-2}$ L.atm.K $^{-1}$.mol $^{-1}$

$R = 8,31$ J.K $^{-1}$.mol $^{-1}$

(c) = sólido ou cristalino;

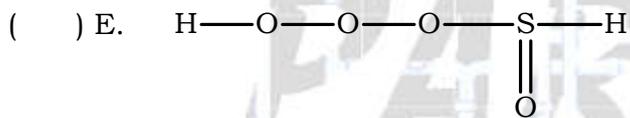
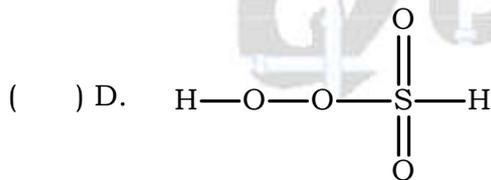
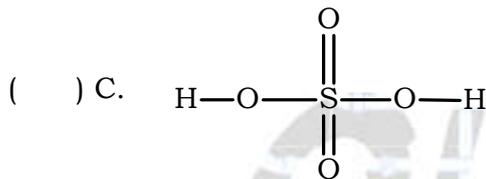
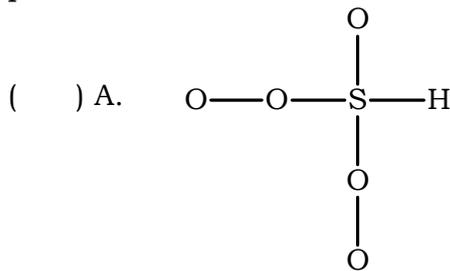
(ℓ) = líquido;

(g) = gasoso.

<u>Elementos</u>	<u>Números Atômicos</u>	<u>Pesos Atômicos (arredondados)</u>
H	1	1,01
C	6	12,01
N	7	14,01
O	8	16,00
Na	11	22,99
S	16	32,06
Cl	17	35,45
Cr	24	52,00
Mn	25	54,94
Fe	26	55,85
Zn	30	65,37
Ag	47	107,87
Ba	56	137,34
Pb	82	207,19

Parte 1 – Testes

TESTE 1 – A posição relativa dos átomos, na molécula do ácido sulfúrico, é melhor representada por:



TESTE 2 – A análise elementar da cinza resultante da combustão completa de madeira revela uma maior concentração (em massa) do elemento:

- () A. Lítio.
 () B. Nitrogênio.
 () C. Alumínio.
 () D. Potássio.
 () E. Ferro.

TESTE 3 – Reações de Grignard são úteis para:

- () A. Introduzir um grupo alquila em molécula orgânica.
 () B. Transformar aldeídos em ácidos carboxílicos.
 () C. Introduzir halogênios em moléculas orgânicas.
 () D. Transformar grupos arílicos e alquílicos.
 () E. Metoxilar uma cadeia carbônica.

TESTE 4 – Em relação à uréia, assinale a afirmação FALSA.

- () A. É um componente da urina dos mamíferos.
 () B. Foi sintetizada por Wöhler por aquecimento de cianato de amônio.
 () C. Por conter o grupo NH_2 é uma amina.
 () D. Pura, nas condições ambientes, apresenta-se na forma de cristais incolores.
 () E. Por fermentação, pode gerar NH_3 .

TESTE 5 – assinale a alternativa falsa em relação propriedades de óxidos:

- () A. o SiO_2 forma muito ácido solúvel em H_2O .
 () B. NO_2 reage com água produzindo HNO_2 e HNO_3 .
 () C. Cr_2O_3 é um óxido básico.
 () D. CrO_3 é um óxido ácido.
 () E. ZnO reage com bases fortes.

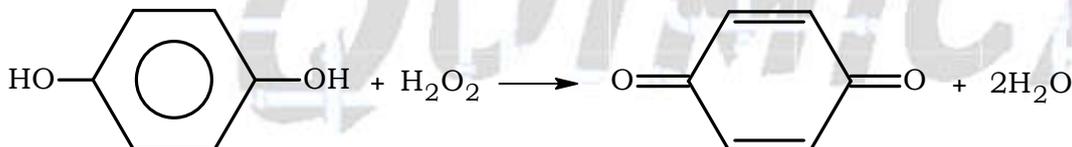
TESTE 6 – Considere as afirmações seguintes, referentes ao peróxido de hidrogênio.

I - O peróxido de hidrogênio pode ser obtido pela reação: $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$.

II - Na reação representada por: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ o peróxido de hidrogênio funciona como redutor.

III - Na reação representada por: $2\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ não há redução nem oxidação.

IV - Na reação representada por:



O peróxido de hidrogênio funciona como oxidante.

Dessas afirmações são CORRETAS apenas:

- () A. I, II e III.
 () B. I, II e IV.
 () C. I, III e IV.
 () D. II, III e IV.
 () E. II e IV.

TESTE 7 – Forma-se um óxido sólido que se dispersa no ar, na forma de fumaça, na queima de:

- () A. Fósforo branco.
 () B. Diamante.
 () C. Grafite.
 () D. Enxofre.
 () E. Cloro.

TESTE 8 – Dados os compostos:

I – $\text{Br}_3\text{C} - \text{CHCl} - \text{CCl}_2 - \text{CBr}_3$

II – $\text{Br}_3\text{C} - \text{CHCl} - \text{CHCl} - \text{CBr}_3$

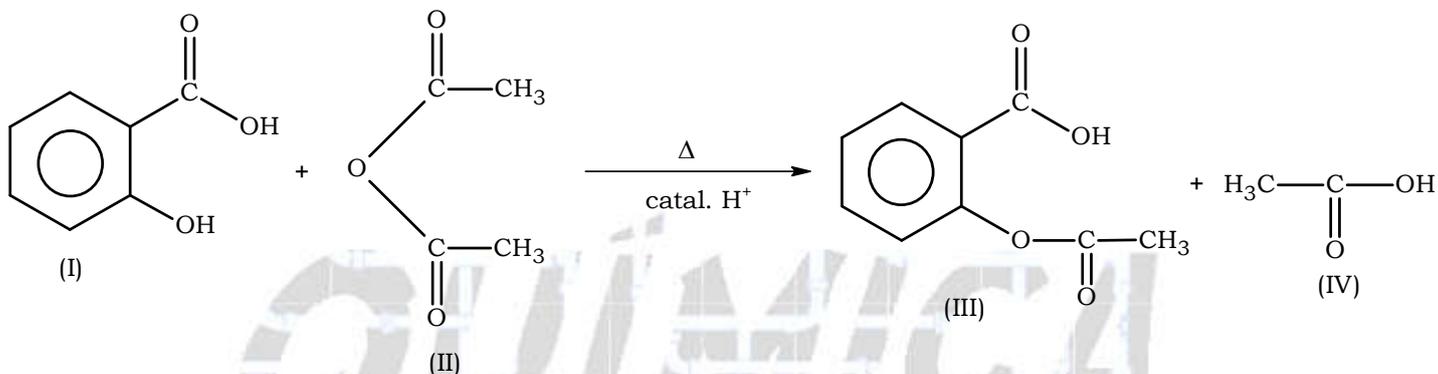
III – $\text{Br}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CBr}_3$

IV – $\text{Br}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CCl} - \text{CBr}_3$

Assinale a afirmação FALSA.

- A. Os compostos I e II possuem respectivamente um e dois de carbonos assimétricos.
- B. O composto I possui um total de dois estereoisômeros opticamente ativos.
- C. O composto II possui um total de dois estereoisômeros opticamente ativos.
- D. Somente os compostos III e IV apresentam, cada um isomeria geométrica.
- E. Os compostos III e IV giram o plano de polarização da luz que os atravessa.

TESTE 9 - Dentre as afirmações abaixo, referentes à reação representada pela equação:



Assinale a FALSA.

- A. O composto I é o ácido orto-hidroxibenzoico, também conhecido como ácido salicílico.
- B. O composto I é anfótero, porque tem um grupo funcional ácido e um grupo funcional básico.
- C. O composto II pode ser obtido pela reação:

$$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{ONa} + \text{Cl}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3 \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3 + \text{NaCl}$$
- D. O nome do composto III é ácido acetilsalicílico, ele constitui o princípio ativo de um dos primeiros fármacos sintetizados e ainda é usado nos dias de hoje.
- E. O vinagre é essencialmente uma solução aquosa diluída do composto IV.

TESTE 10 - Chamemos a conceituação de ácido-base segundo Arrhenius de I, a de Lowry-Bönsted de II e a de Lewis de III. Consideremos a reação do íon cúprico com quatro moléculas de água para formar o composto de coordenação $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{+2}$ (aq). Esta é uma reação de um ácido com uma base segundo:

- A. I e II. B. I e III. C. Apenas II. D. II e III. E. Apenas III.

TESTE 11 - Dentre as afirmações abaixo, todas relativas a tipos de ligações, assinale a FALSA.

- A. Em cristais de silício todas as ligações são iguais entre si e predominantemente covalentes.
- B. No iodo sólido temos ligações covalentes intramoleculares e ligações de Van der Waals intermoleculares.
- C. No sódio as ligações entre os átomos são igualmente metálicas, tanto no estado sólido como no líquido, mas não no gasoso.
- D. No cloreto de sódio as ligações entre os átomos são igualmente iônicas, tanto no estado sólido como no líquido e no gasoso.
- E. O latão é um exemplo de ocorrência de ligações metálicas entre átomos de elementos diferentes.

TESTE 12 – Em relação à molécula de amônia, são feitas as seguintes afirmações:

I - O ângulo entre as ligações N–H é de 120° .

II - Os três átomos de H e o átomo de N estão num mesmo plano.

III - A geometria da molécula é piramidal.

IV - Cada ligação, nesta molécula, pode ser entendida como resultante da interpenetração do orbital **s** de um dos hidrogênios com um dos orbitais **p** do nitrogênio.

V - O momento dipolar da molécula é nulo. Destas afirmações são CORRETAS:

- () A. I, II e III.
() B. I, II, IV e V.
() C. I e IV.
() D. II, IV e V.
() E. III e IV.

TESTE 13 – Dentre as afirmações abaixo, assinale a que NÃO se aplica ao grafite.

- () A. Nota-se forte anisotropia na condutividade elétrica.
() B. Nas condições ambientais, é mais estável do que o diamante.
() C. É um polímero bidimensional com ligações de Van der Waals entre planos paralelos próximos.
() D. "Grafite" de lápis é uma mistura em pó e aglomerantes.
() E. É uma substância onde existem ligações híbridas tipo sp^3 .

TESTE 14 – Moléculas de HCl, conforme condições, podem dissociar-se nas duas formas seguintes:



Em relação a estes dois processos é FALSO afirmar que:

- () A. Em I o produto $Cl\bullet$ tem um número ímpar de elétrons, enquanto que em II o produto Cl^- tem um número par de elétrons.
() B. A alternativa II é a que ocorre se HCl é dissolvido num líquido com constante dielétrica apreciável.
() C. No estado gasoso, a baixa pressão e alta temperatura, a ocorrência de I é mais plausível do que a de II.
() D. Ambos os tipos de dissociação, I e II, provocam o aumento da condutividade elétrica do meio.
() E. O produto $Cl\bullet$ é paramagnético, enquanto que o produto Cl^- é diamagnético.

TESTE 15 – Em relação ao tempo de meia vida do césio-137, livre ou combinado, são feitas as afirmações seguintes:

- I a - Ele decresce com o aumento da temperatura.
- I b - Ele independe da temperatura.
- I c - Ele cresce com o aumento de temperatura.

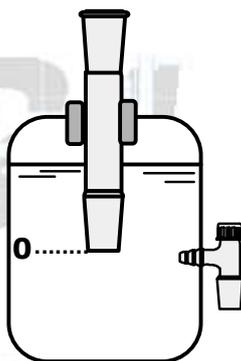
- II a - Ele decresce com o aumento da pressão.
- II b - Ele independe da pressão.
- II c - Ele cresce com o aumento da pressão.

- III a - Ele é o mesmo tanto no césio elementar como em todos os compostos de césio.
- III b - Ele varia se são mudados os outros átomos ligados ao átomo de césio.

Destas afirmações são corretas:

- () A. I b; II c; III a.
- () B. I c; II a; III a.
- () C. I a; II b; III b.
- () D. I c; II c; III b.
- () E. I b; II b; III a.

TESTE 16 – Em laboratórios são usados garrafões com água, providos de torneira, e rolha com tubo de vidro, conforme o esquema abaixo.



Essa aparelhagem é indicada para:

- () A. Dissolver gases em água.
- () B. Conservar água fora do acesso do ar.
- () C. Observar a dilatação da água quando muda a temperatura.
- () D. Obter uma vazão de água que independente do nível, enquanto estiver acima do ponto 0.
- () E. Manter constante a pressão de vapor da água, independente da temperatura.

TESTE 17 – O rótulo de um frasco diz que contém solução 1,50 molal de LiNO_3 em etanol. Isto quer dizer que a solução contém:

- () A. 1,50 mol de LiNO_3 /quilograma de solução.
- () B. 1,50 mol de LiNO_3 /litro de solução.
- () C. 1,50 mol de LiNO_3 /quilograma de etanol.
- () D. 1,50 mol de LiNO_3 /litro de etanol
- () E. 1,50 mol de LiNO_3 /mol de etanol.

TESTE 18 – São misturados volumes iguais de soluções aquosas de duas substâncias distintas, ambas as soluções com concentração $5,00 \times 10^{-3}$ molar. Dentre os pares abaixo, assinale aquele para o qual NÃO irá ocorrer reação perceptível.

- () A. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl}$
 () B. $\text{KCl} + \text{MgSO}_4$
 () C. $\text{HI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 () D. $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$
 () E. $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$

TESTE 19 – Acrescentando cerca de um litro de uma solução aquosa 1,0 molar de tio-sulfato de sódio a 0,10 mol do sólido branco AgCl , irá ocorrer.

- () A. Uma dispersão grosseira de um sólido num líquido.
 () B. Mudança de cor do sólido de branco para preto.
 () C. Dissolução de sólido no líquido.
 () D. Desprendimento de SO_2 , um gás incolor de cheiro desagradável.
 () E. Formação de prata metálica.

TESTE 20 – Num mesmo copo juntam-se volumes iguais das três soluções seguintes, todas 0,10 molar: nitrato de prata, nitrato cúprico e ácido sulfúrico. Nota-se que nessa mistura ocorre uma reação. A equação química que representa essa reação é:

- () A. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{CuSO}_4(\text{c})$
 () B. $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{AgO}(\text{c}) + \text{SO}_2(\text{g})$
 () C. $2\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{Cu}(\text{c}) + \text{H}_2(\text{g})$
 () D. $2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2\text{NO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$
 () E. $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{c})$

TESTE 21 – Hematita (óxido férrico) e siderita (carbonato ferroso) são minérios importantes a partir dos quais se obtém ferro metálico. As massas máximas, em kg, de ferro que podem ser obtidas a partir de 1,00 kg de hematita e 1,00 kg de siderita, supostas secas e puras são respectivamente:

- () A. $55,8 / (55,8 + 16,0)$; $2 \cdot 55,8 / (2 \cdot 55,8 + 180)$
 () B. $2 \cdot 55,8 / (2 \cdot 55,8 + 48,0)$; $55,8 / (55,8 + 60,0)$
 () C. $2 \cdot 55,8 / (2 \cdot 55,8 + 48,0)$; $2 \cdot 55,8 / (2 \cdot 55,8 + 180,0)$
 () D. $55,8 / [2 \cdot (2 \cdot 55,8 + 48,0)]$; $55,8 / [2 \cdot (55,8 + 60,0)]$
 () E. $(2 \cdot 55,8 + 48,0) / (2 \cdot 55,8)$; $(2 \cdot 55,8 + 180,0) / (2 \cdot 55,8)$

TESTE 22 – A 20 °C uma solução aquosa de hidróxido de sódio tem uma densidade de 1,04 g/cm³ e é 0,946 molar em NaOH. A quantidade e a massa de hidróxido de sódio presentes em 50,0 cm³ dessa solução são, respectivamente:

- () A. (0,946 · 50,0) milimol; (0,946 · 50,0 · 40,0) miligrama
 () B. (50,0 · 1,04 / 40,0) mol; (50,0 · 1,04) grama
 () C. (50,0 · 1,04 / 40,0) mo; (50,0 · 1,04) miligrama
 () D. (0,946 · 50,0) milimol; (50,0 · 1,04) miligrama
 () E. (0,946 · 50,0) mol; (0,946 · 50,0 · 40,0) grama

TESTE 23 – Em quatro copos são colocados 100 cm³ de água e quatro gotas de azul de bromotimol, um indicador que adquire cor amarela em pH < 6,0; verde em pH entre 6,0 e 7,6; azul em pH > 7,6. Adicionando ao primeiro copo sulfato férrico, ao segundo acetato de sódio, ao terceiro sulfato de sódio e ao quarto cloreto de amônio (aproximadamente uma colher de chá do respectivo sólido), a seqüência de cores das soluções finais será:

- () A. amarela; verde; azul e amarela.
 () B. amarela; azul; verde e amarela.
 () C. verde; azul; verde e verde.
 () D. verde; azul; verde e azul.
 () E. azul; amarela; verde e azul.

TESTE 24 – Esta questão se refere à comparação do efeito térmico verificado ao se misturarem 100 cm³ de solução aquosa 0,10 molar de cada um dos ácidos abaixo com 100 cm³ de solução aquosa 0,10 molar de cada uma das bases abaixo. A tabela a seguir serve para deixar clara a notação empregada para designar os calores desprendidos.

ácido \ base	HCl	HNO ₃	ácido acético
NaOH	$ \Delta H_{11} $	$ \Delta H_{12} $	$ \Delta H_{13} $
KOH	$ \Delta H_{21} $	$ \Delta H_{22} $	$ \Delta H_{23} $
NH ₄ OH	$ \Delta H_{31} $	$ \Delta H_{32} $	$ \Delta H_{33} $

Lembrando que o processo de dissociação de eletrólitos fracos é endotérmico, é correto esperar que:

- () A. $|\Delta H_{33}|$ seja maior dos $|\Delta H|$ citados.
 () B. $|\Delta H_{11}| = |\Delta H_{13}|$
 () C. $|\Delta H_{23}| = |\Delta H_{33}|$
 () D. $|\Delta H_{31}| = |\Delta H_{32}|$
 () E. $|\Delta H_{21}| > |\Delta H_{22}|$

TESTE 25 – Dentre as alternativas abaixo, todas relativas a reações de óxido-redução, na temperatura ambiente, assinale a falsa.

- () A. Cloro gasoso e ânion cloreto constituem um par de óxido-redução.
- () B. I^- (aq) é um redutor mais forte do que Cl^- na mesma concentração.
- () C. Zinco metálico é um redutor mais forte do que H_2 (g) sob 1 atm.
- () D. Metais nobres não reagem com solução 1 molar de HCl em água, isenta de oxigênio.
- () E. Zn^{2+} (aq) é um oxidante mais forte do que Cu^{2+} (aq) na mesma concentração.

TESTE 26 – Considere as duas soluções aquosas seguintes, ambas na mesma temperatura.

SOLUÇÃO I - Contém 1,0 milimol de glicose e 2,0 milimol de cloreto de cálcio, CaCl_2 , por quilograma de água.

SOLUÇÃO II - Contém apenas sulfato férrico dissolvido em água.

Supondo soluções ideais e eletrólitos completamente dissociados, as duas soluções terão os mesmos valores para suas propriedades coligativas se a solução I se a solução II contiver, por quilograma de água, a seguinte quantidade de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, em milimol:

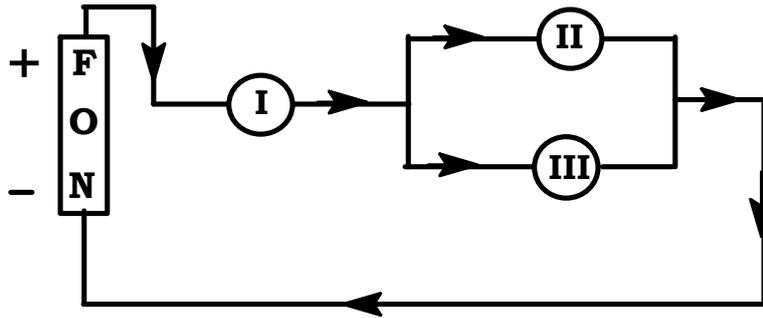
- () A. $\frac{6,0}{5}$
- () B. $\frac{3,0}{1}$
- () C. $\frac{4,0}{5}$
- () D. $\frac{7,0}{5}$
- () E. $\frac{5,0}{7}$

TESTE 27 – Por uma célula eletrolítica passou uma carga correspondente a 0,20 Faraday. Num dos eletrodos ocorreu a reação seguinte: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$.

A quantidade de água produzida neste eletrodo, em virtude desta reação de eletrodo, é:

- () A. $(0,20 \cdot 4)$ mol
- () B. $(0,20 \cdot 4 / 5)$ mol
- () C. $(0,20 \cdot 5 / 4)$ mol
- () D. $(0,20 \cdot 5)$ mol
- () E. $(0,20 \cdot 4 \cdot 5)$ mol

TESTE 28 – Três células eletroquímicas, com todos os eletrodos inertes, permaneceram ligadas durante certo tempo, conforme esquema abaixo, onde as setas indicam o sentido convencional da corrente.



A célula I contém solução aquosa de ácido sulfúrico e no seu catodo se desprendem 0,50 mol de $H_2(g)$.

A célula II contém solução aquosa de nitrato de prata e no seu catodo se depositam 0,10 mol de $Ag(c)$.

A célula III contém solução aquosa de cloreto de ferro (III) e no seu catodo certa quantidade de $Fe^{+3}(aq)$ é transformada em $Fe^{+2}(aq)$.

A quantidade de $Fe^{+2}(aq)$ produzida pela eletrólise na célula III, em mol, é:

- () A. 0,25
- () B. 0,40
- () C. 0,5
- () D. 0,90
- () E. 1,00

TESTE 29 – Consideremos um gás formado de moléculas todas iguais e que corresponda ao que se considera um gás ideal. Este gás é mantido num recipiente de volume constante. Dentre as afirmações abaixo, todas referentes ao efeito do aumento de temperatura, assinale a correta, em relação ao caminho livre médio das moléculas e à frequência das colisões entre as mesmas.

- | Caminho livre médio | Frequência de colisões |
|---------------------|------------------------|
| () A. Inalterado | Aumenta |
| () B. Diminui | Inalterada |
| () C. Aumenta | Aumenta |
| () D. Inalterado | Diminui |
| () E. Diminui | Aumenta |

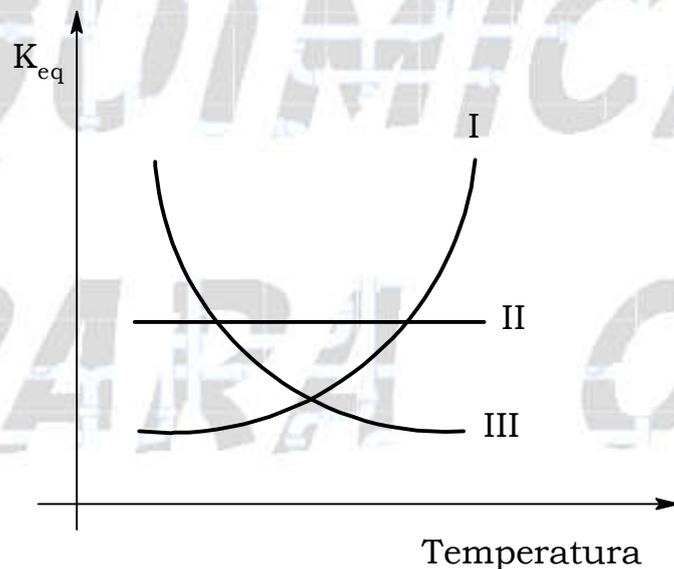
TESTE 30 – Num garrafão de 3,5 L de capacidade, contendo 1,5 L de solução 1,0 molar de ácido sulfúrico, introduzem-se 32,7 g de aparas de zinco; fecha-se rapidamente com rolha de borracha. Supondo que a temperatura do ambiente onde esta perigosa experiência está sendo feita seja de 20 °C, o incremento máximo de pressão interna (ΔP) do frasco, em atm, será de:

- () A. 0,41
- () B. 3,4
- () C. 5,6
- () D. 6,0
- () E. 12,0

TESTE 31 – 1,7 toneladas de amônia vazaram e se espalharam uniformemente em certo volume da atmosfera terrestre, a 27 °C e 760 mmHg. Medidas mostram que a concentração de amônia neste volume da atmosfera era de 25 partes, em volume, do gás amônia, em um milhão de partes, em volume, do ar. O volume da atmosfera contaminado por esta quantidade de amônia foi:

- () A. $0,9 \times 10^2 \text{ m}^3$.
 () B. $1,0 \times 10^2 \text{ m}^3$.
 () C. $9 \times 10^7 \text{ m}^3$.
 () D. $10 \times 10^7 \text{ m}^3$.
 () E. $25 \times 10^8 \text{ m}^3$.

TESTE 32 – No gráfico abaixo estão esquematizadas as variações das constantes de equilíbrio, com a temperatura, para três reações distintas: I, II e III. Partindo dos respectivos reagentes, todas as três reações são espontâneas na temperatura ambiente.



A partir destas informações, é CORRETO se prever que:

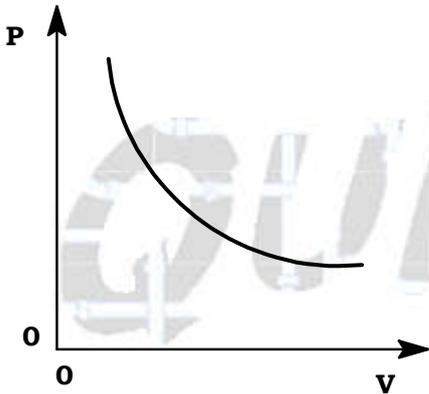
- () A. A reação I deve ser exotérmica, a II praticamente atérmica e a III endotérmica.
 () B. O aquecimento, sob volume constante, do sistema onde ocorre a reação I acarretará a formação de maior quantidade do produto.
 () C. Se as três reações são espontâneas, elas necessariamente ocorrerão com liberação de calor.
 () D. A velocidade da reação I aumentará, a da II praticamente independerá e a da III diminuirá com o aumento da temperatura.
 () E. A reação I é endotérmica para temperaturas altas e exotérmica para baixas temperaturas, enquanto que para a reação III ocorre o oposto.

TESTE 33 – Num grande cilindro provido de torneira e pistão com êmbolo, conforme a figura abaixo, foi introduzido um pouco de água líquida, tomando cuidado de não deixar entrar ar.

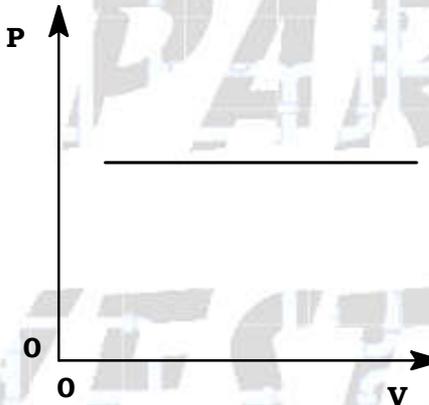


Após a admissão da porção de água, a torneira foi fechada. Variando-se o volume, por movimento lento do pistão, mantendo a temperatura, no interior do cilindro, igual a 20 °C, o gráfico de pressão no cilindro versus volume, corresponde a:

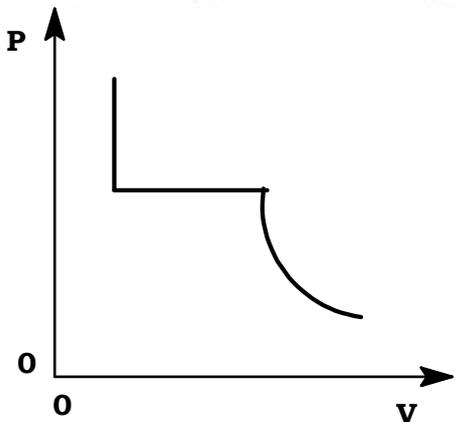
() A.



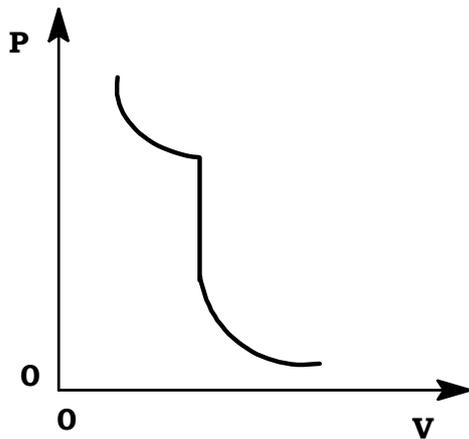
() B.



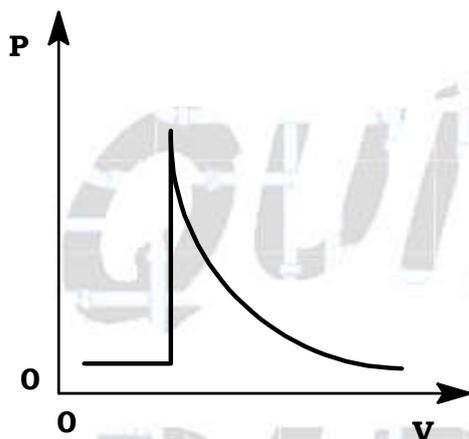
() C.



() D.



() E.



TESTE 34 - Na elaboração das primeiras classificações periódicas, um dos critérios mais importantes para agrupar elementos numa mesma coluna foi observar:

- () A. O último subnível eletrônico ser igualmente ocupado.
- () B. Mesma (s) valência (s) na combinação com elementos de referência.
- () C. Mesma estrutura cristalina dos próprios elementos.
- () D. Número atômico crescente.
- () E. Número de massa crescente.

TESTE 35 - Dentre os eventos seguintes, na história das ciências, assinale o mais antigo.

- () A. A interpretação do efeito fotoelétrico por A. Einstein.
- () B. A determinação da carga elementar por R. Millikan.
- () C. Os primeiros métodos para determinar o número de A Avogadro.
- () D. O estudo das relações estequiométricas em eletrólises por M. Faraday.
- () E. O modelo para estrutura do átomo proposto por E. Rutherford a partir do espalhamento de partículas alfa.

Gabarito dos testes

TESTE 01 – Alternativa C	TESTE 19 – Alternativa C
TESTE 02 – Alternativa D	TESTE 20 – SEM RESPOSTA
TESTE 03 – Alternativa A	TESTE 21 – Alternativa B
TESTE 04 – Alternativa C	TESTE 22 – Alternativa A
TESTE 05 – Alternativa A	TESTE 23 – Alternativa B
TESTE 06 – Alternativa B	TESTE 24 – Alternativa D
TESTE 07 – Alternativa A	TESTE 25 – Alternativa E
TESTE 08 – Alternativa E	TESTE 26 – Alternativa D
TESTE 09 – Alternativa B	TESTE 27 – Alternativa B
TESTE 10 – Alternativa E	TESTE 28 – Alternativa D
TESTE 11 – Alternativa D	TESTE 29 – Alternativa A
TESTE 12 – Alternativa E	TESTE 30 – Alternativa D
TESTE 13 – Alternativa E	TESTE 31 – Alternativa D
TESTE 14 – Alternativa D	TESTE 32 – Alternativa B
TESTE 15 – Alternativa E	TESTE 33 – Alternativa C
TESTE 16 – Alternativa D	TESTE 34 – Alternativa B
TESTE 17 – Alternativa C	TESTE 35 – Alternativa D
TESTE 18 – Alternativa B	

Parte 2 – Questões discursivas

PERGUNTA 01 – Dentro do espaço disponível, discuta tudo o que você sabe sobre a obtenção de HCl . Trate separada e sucessivamente:

a) preparo do HCl em laboratório;

b) produção industrial de HCl .

Sua discussão, tanto do item a) como do item b), deve incluir: esquemas de aparelhagem utilizada, matérias-primas e equações químicas das reações envolvidas. Sua discussão também deve deixar claras as razões pelas quais são usadas matérias-primas e procedimentos bem distintos na obtenção de HCl em pequena escala, no laboratório, em contraste com sua obtenção em larga escala, na indústria.

PERGUNTA 02 – Dentro do espaço disponível, discuta tudo o que você sabe sobre o bico de Bunsen. Sua discussão deve abranger os seguintes tópicos: como o bico de Bunsen é construído, como ele é regulado e o que você observa no seu funcionamento. Na sua discussão da queima, deixe claro como e por que a luminosidade e a temperatura da chama podem ser alteradas. Ilustre sua discussão com esquema e, na medida do possível, procure interpretar o que se passa nas diferentes regiões em termos de reações químicas e/ou processos físicos. Na sua exposição discuta, também, se um mesmo bico de Bunsen pode ser utilizado tanto na queima de metano como na queima de outro gás, como butano. Sim ou Não? Por quê?

PERGUNTA 03 – Certo sal contém, além de água de cristalização, apenas ferro, carbono e oxigênio; sabe-se ainda que cada mol de sal contém um mol de ferro. Com esse sal foram feitos os seguintes ensaios:

I - No aquecimento forte, em atmosfera inerte, de 1,000 g de sal hidratado foram obtidos 0,400 g de óxido de ferro (II).

II - Num aquecimento mais brando, 1,000 g do sal hidratado perdeu toda a água de cristalização e foram obtidos 0,800 g do sal anidro.

III - No aquecimento forte com excesso de oxigênio, 1,000 g do sal anidro forneceu, como únicos produtos, óxido de ferro e 0,612 g do gás carbônico.

Indicando claramente seu raciocínio:

- a) Calcule a massa molar do sal hidratado;
- b) Calcule o número de mols de água de cristalização por mol do sal hidratado; e
- c) Indique a fórmula molecular do ânion do sal.

Responda também à seguinte pergunta:

Qual é o número de oxidação do ferro no sal? Justifique.

PERGUNTA 04 – Deseja-se preparar 100 cm³ de uma solução aquosa 0,100 molar de sulfato de sódio, a partir de água destilada e cristais do sal hidratado Na₂SO₄ · 10H₂O puro. Descreva detalhadamente os cálculos e os procedimentos experimentais que devem ser empregados no preparo desta solução. Como é pedida uma concentração final com erro (desvio) relativo de 1 %, sua resposta deve deixar claros detalhes dos tipos seguintes:

- a) Com que precisão e em que tipo de balança convém fazer a pesagem?
- b) O volume do líquido precisa ser medido com balão volumétrico e/ou pipeta, ou basta um cilindro graduado de 100 cm³?
- c) Devemos medir o volume do solvente antes do acréscimo do sal, ou o volume final da solução?
- d) O controle da temperatura é crítico? Sim ou Não? Por quê?

PERGUNTA 05 – Dentro do espaço disponível, discuta o que você sabe sobre o ciclo do nitrogênio na natureza. Sua discussão deve incluir tópicos tais como:

- a) Principais reservatórios acessíveis deste elemento no nosso planeta.
- b) O que se entende por "fixação" natural e quais os organismos responsáveis pela mesma.
- c) O que se entende por "fixação" artificial do nitrogênio e quais são os principais processos industriais utilizados para atingir este fim.
- d) Quais são os principais produtos naturais e quais são os principais compostos sintéticos utilizáveis como fertilizantes nitrogenados.
- e) Caso você saiba algo sobre a relação entre maré vermelha e ciclo do nitrogênio, diga-o.