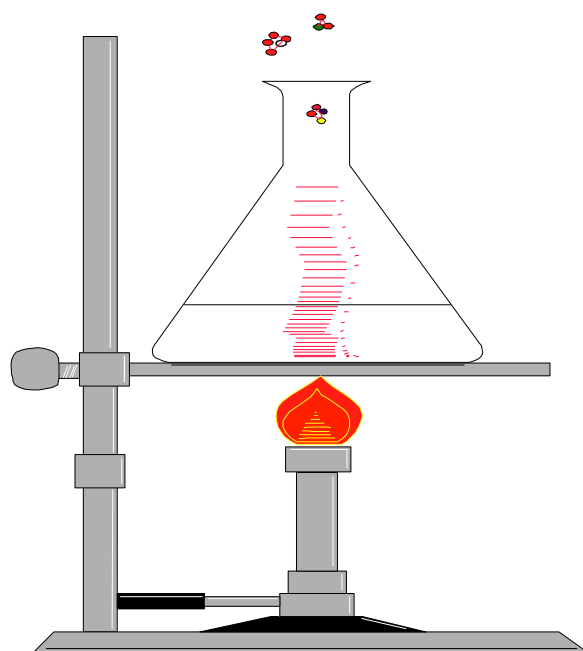
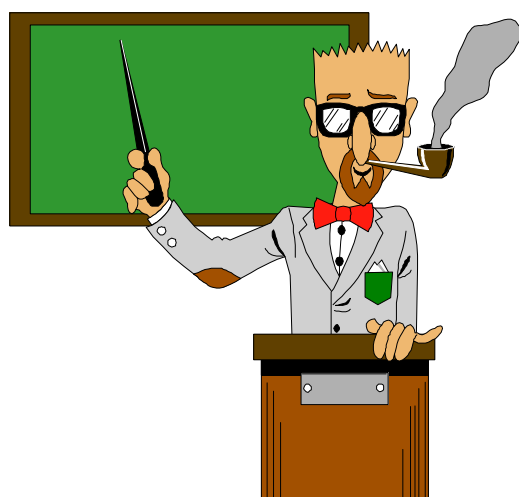


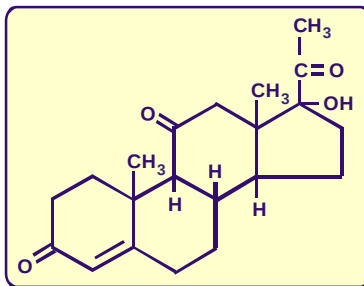


VESTIBULARES
QUÍMICA
COVEST – 2ª FASE



PROF. AGAMENON ROBERTO
< 2011 >

- 01) (Covest-96) A cortisona é um esteróide que possui efeito antiinflamatório e é importante no tratamento da asma e da artrite.



A partir de sua estrutura, podemos afirmar que a cortisona:

0	0	Possui 6 carbonos assimétricos.
1	1	Possui uma função de álcool primário e outra de álcool secundário.
2	2	Possui três funções de cetona.
3	3	Apresenta atividade ótica devida apenas aos carbonos que possuem grupamentos metílicos.
4	4	Pode apresentar tautomeria.

- 02) (Covest-96) A queima de combustível no interior de motores pode ocorrer de forma incompleta e produzir monóxido de carbono, um gás extremamente tóxico, ao invés de CO_2 ; que é produzido na queima completa. Para evitar a emissão desse gás alguns automóveis são equipados com um catalisador que promove a queima de monóxido de carbono, convertendo-o em dióxido de carbono. Tomando-se como modelo de combustível o n-hexano (C_6H_{14}) para o qual o calor padrão de combustão é de $-4163 \text{ kJ.mol}^{-1}$ e sabendo-se que:



Pode-se afirmar que:

0	0	A conversão de CO em CO_2 é endotérmica.
1	1	O calor liberado na conversão de CO em CO_2 é menor que 300 kJ.mol^{-1}
2	2	É esperado que a conversão de CO em CO_2 ocorra com um abaixamento de entropia.
3	3	A queima completa do n-hexano libera mais calor que a queima incompleta.
4	4	A combustão completa do n-hexano é exotérmica.

- 03) (Covest-96) A reação de síntese do acetato de etila, a partir do álcool etílico e do ácido acético, possui uma constante de equilíbrio em torno de 4. O rendimento da reação é medido pela quantidade de acetato de etila produzido:

Analise as afirmativas abaixo:

0	0	A adição de um reagente que absorva água deve aumentar o rendimento.
1	1	O uso de excesso de um dos reagentes deve diminuir o rendimento.
2	2	A destilação do éster durante a reação deve diminuir o rendimento.
3	3	A adição de água deve diminuir o rendimento.
4	4	A adição de uma base para reagir com o ácido acético deve diminuir o rendimento

- 04) (Covest-98) Pela eletrólise do nitrato de prata (AgNO_3) obtém-se 107,9g de prata metálica por hora, utilizando uma corrente elétrica de 27A. Calcule a corrente, em ampères, para se obter 26,98g/hora de alumínio metálico, a partir de uma solução de cloreto de alumínio (AlCl_3).

- 05) (Covest-98) Medidas de concentração para o sistema abaixo, em equilíbrio, a uma certa temperatura forneceram os seguintes resultados:



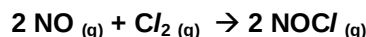
$$[\text{H}_2] = 0,10 \text{ M}, [\text{I}_2] = 0,20 \text{ M}, [\text{HI}] = 1,0 \text{ M}$$

Determine a constante de equilíbrio da reação nestas condições.

- 06) (Covest-98) Quantos gramas de cálcio serão necessários para produzir 84g de óxido de cálcio?
- 07) (Covest-98) Quantos gramas de NaOH devem ser adicionados a um tanque contendo 2000 litros de água com pH = 3, para neutralizar a acidez ?
- 08) (Covest-98) No quadro abaixo estão representados os dados sobre a variação da velocidade em relação às pressões iniciais dos reagentes

$$v = -(\Delta p_{\text{NO}} / \Delta t) / 2$$

para a seguinte reação:



Pressão inicial do NO (atm)	Pressão inicial do Cl ₂ (atm)	Velocidade inicial (atm/s)
0,5	0,5	$5,0 \times 10^{-3}$
0,5	1,0	10×10^{-3}
1,0	0,5	20×10^{-3}
1,0	1,0	$\text{X} \times 10^{-3}$

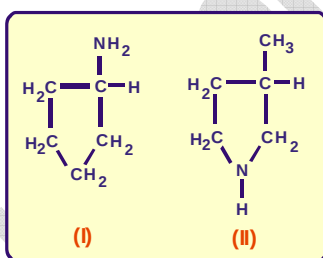
Considerando os parâmetros apresentados, determine o valor de X.

- 09) (Covest-98) Uma das mais famosas reações nucleares é a fissão do urânio usada na bomba atômica:



Qual o valor do número atômico do elemento X, nesta reação?

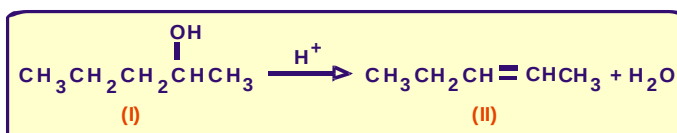
- 10) (Covest-98) Considere as seguintes estruturas químicas



Pode-se afirmar que:

0	0	I e II são fórmulas diferentes para o mesmo composto.
1	1	I e II são isômeros estruturais.
2	2	I e II são compostos com propriedades diferentes.
3	3	I e II são básicos.
4	4	A temperatura de ebulição de (I) deve ser menor que a de (II).

- 11) (Covest-98) Em determinadas condições de temperatura e pressão, 10 litros de hidrogênio gasoso, H₂, pesam 1g. Qual seria o peso de 10 litros de hélio, He, nas mesmas condições?
- 12) (Covest-98) O 2-penteno pode ser sintetizado por desidratação do 2-pentanol como representado abaixo:



Sobre I e II podemos afirmar:

0	0	A equação acima mostra a síntese de II a partir de I por uma reação de eliminação.
1	1	O composto II reage com uma solução de Br ₂ em CCl ₄ .
2	2	O composto II reage com cloro produzindo o 2, 3 dicloropentano.
3	3	O composto I reage com HBr produzindo 2-bromopentano numa reação de substituição.
4	4	A reação do composto II com cloro é uma reação de substituição.

- 13) (Covest-98) Os calores de combustão do etanol (massa molecular 46) e do octano (massa molecular 114) são 1368 kJ/mol e 5471 kJ/mol, respectivamente. A respeito de suas combustões, podemos afirmar:

0	0	O etanol libera maior quantidade de calor por grama do que o octano.
1	1	O etanol libera maior quantidade de calor por mol que o octano.
2	2	O etanol produz maior quantidade de CO_2 por grama do que o octano.
3	3	Os mesmos produtos são obtidos em ambas as reações.
4	4	O octano consome mais oxigênio por grama do que o etanol.

- 14) (Covest-98) A respeito das moléculas de dissulfeto de carbono (CS_2) e gás sulfídrico (H_2S) podemos afirmar que:

0	0	CS_2 é linear.
1	1	CS_2 é polar.
2	2	H_2S é polar.
3	3	H_2S tem geometria angular similar ao H_2O .
4	4	CS_2 tem a mesma geometria que o CO_2 .

- 15) (Covest-98) A reação entre vapores de amônia e vapores de ácido clorídrico (ambos incolores), em condições ambiente, produz uma névoa branca. Sobre esta reação podemos afirmar:

0	0	A névoa branca se deve à presença de um sólido em suspensão no ar.
1	1	O produto formado é o cloreto de amônio.
2	2	O produto formado é um sal.
3	3	A amônia é uma base de Lewis.
4	4	Não é uma reação ácido-base, pois não existem íons hidroxilas envolvidos.

- 16) (Covest-98) Considerando as informações abaixo, sobre duas soluções (I) e (II);

- . Solução (I) tem 10g de composto covalente A em 1 litro de água.
- . Solução (II) tem 10g de composto covalente B em 1 litro de água.
- . Temperatura de ebulição da solução (I) maior que da solução B.

Podemos afirmar que:

0	0	A pressão de vapor da solução I é maior que a de II.
1	1	O ponto de fusão da solução I é maior do que a de II.
2	2	O peso molecular de A é maior que de B.
3	3	A temperatura de ebulição de ambas as soluções é maior que 100°C .
4	4	A temperatura de fusão de ambas as soluções é maior que 0°C .

- 17) (Covest-98) O número de elétrons na camada de valência de um átomo determina muitas de suas propriedades químicas. Sobre o elemento ferro ($Z = 26$) podemos dizer que:

0	0	Possui 4 níveis com elétrons.
1	1	Possui 8 elétrons em orbital "d".
2	2	Deve ser mais eletronegativo que o potássio.
3	3	Deve possuir raio atômico maior que o do Rutênio ($Z = 44$).
4	4	No estado de oxidação + 3, possui 5 elétrons em "3d".

- 18) (Covest-99) Uma lata de "spray" qualquer foi utilizada até não mais liberar seu conteúdo. Neste momento, podemos dizer:

0	0	A pressão de gases no interior da lata é zero.
1	1	A pressão de gases no interior da é igual à pressão atmosférica.
2	2	Existe vácuo no interior da lata.
3	3	Ao aquecermos a lata, a pressão em seu interior não varia.
4	4	Ao aquecermos a lata e pressionarmos sua válvula, gases sairão novamente da mesma.

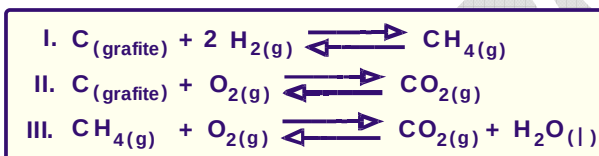
- 19) (Covest-99) Vinagre caseiro é essencialmente uma solução de ácido acético a 4% em água. Esta solução, diferentemente de água pura, conduz eletricidade razoavelmente bem. O vinagre pode ilustrar algumas idéias importantes, tais como:

0	0	O ácido acético pode dar origem a íons.
1	1	O ácido acético não interage quimicamente com a água.
2	2	Substâncias covalentes nunca dão origem a íons.
3	3	A água é uma substância covalente e o ácido acético é um composto iônico.
4	4	A água e o ácido acético são substâncias polares

- 20) (Covest-99) Dois recipientes encontram-se ligados por uma válvula, inicialmente fechada. No recipiente menor, com volume de 1 L encontra-se gás carbônico na pressão de 1 atm. No recipiente maior, com volume de 3 L, encontra-se oxigênio na pressão de 6 atm. Considerando que a válvula é aberta e os dois gases se misturam, ocupando o volume dos dois recipientes, podemos afirmar:

0	0	A pressão parcial de gás carbônico será 0,25 atm.
1	1	A pressão parcial de oxigênio será 4,5 atm.
2	2	A pressão total no interior dos recipientes será 4,75 atm.
3	3	A pressão total no interior dos recipientes será 7,0 atm.
4	4	A pressão no interior do recipiente maior será menor que a pressão no interior do menor.

- 21) (Covest-99) Considere as reações:



0	0	Todas as reações são de oxi-redução.
1	1	Na reação I, o hidrogênio atua como redutor.
2	2	Na reação II, o carbono atua como redutor.
3	3	A maior variação de n.º de oxidação do carbono ocorre na reação III.
4	4	Somente as reações II e III são reações de oxi-redução.

- 22) (Covest-99) A análise do sangue de um paciente informa que há 200g de glicose em cada 100mL de sangue. Nos organismos vivos, estabelece-se um equilíbrio entre os isômeros glicose e frutose:



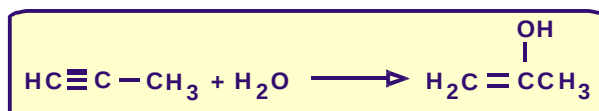
Qual a concentração de frutose (em g / 100 mL) no sangue desse paciente?

Resp: 86 g/100 mL

- 23) (Covest-99) Uma boca de fogão a gás queima 5 L de butano (C_4H_{10}) por hora. Qual a velocidade da produção de gás carbônico nesta reação em L / hora, nas mesmas condições de temperatura e pressão?

Resp: 20 L / hora

- 24) (Covest-99) A reação entre o propino e a água produz o enol representado na equação abaixo:



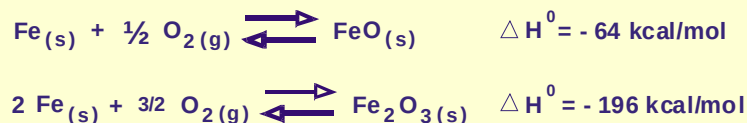
Podemos afirmar que:

0	0	O enol é produto de uma adição de água ao propino.
1	1	O enol é produto da redução do propino pela água.
2	2	O produto desta reação é um composto instável.
3	3	O enol obtido nessa reação se transforma em uma cetona.
4	4	Esta é uma reação de condensação.

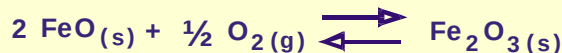
25) (Covest-99) Quantos mols de elétrons existem em 30g de CO_3^{2-} ?

Resp: 16 mols de elétrons

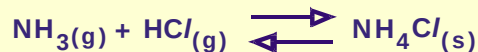
26) (Covest-2000) A partir das entalpias padrão das reações de oxidação do ferro dadas abaixo:



Determine a quantidade de calor liberada a **298 K** e **1 atm** na reação:



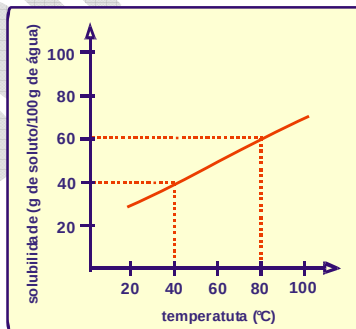
27) (Covest-2000) Iguais volumes de amônia e cloreto de hidrogênio são introduzidos em um recipiente fechado, reagindo de acordo com a equação:



Quando o equilíbrio é atingido, verifica-se que a pressão total no interior do recipiente é **1 atm**. Determine a constante de equilíbrio desta reação.

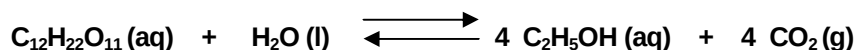
28) (Covest-2000) Determine o volume (em mL) de solução 1M de HCl que deve ser utilizado para preparar, por diluição, 200 mL de solução com $\text{pH} = 1$.

29) (Covest-2000) Uma solução saturada de NH_4Cl foi preparada a 80°C utilizando-se 200 g de água. Posteriormente, esta solução sofre um resfriamento sob agitação até atingir 40°C . Determine a massa de sal depositada neste processo. A solubilidade do NH_4Cl varia com a temperatura, conforme mostrado no gráfico abaixo.



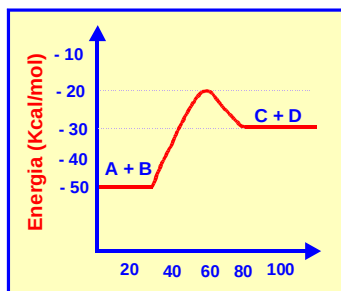
30) (Covest-2000) Uma pilha é construída associando-se uma semicélula com um eletrodo de Al em solução de Al^{3+} e uma semicélula com um eletrodo de Ag em solução de Ag^+ . Qual a massa perdida pelo eletrodo de alumínio quando 1 mol de Ag^+ reduz-se a prata metálica?

31) O etanol é obtido da sacarose por fermentação conforme a equação:

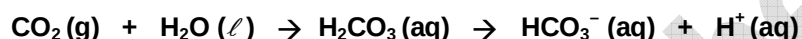


Determine a massa de etanol obtida pela fermentação de **171g** de sacarose. As massas molares da sacarose e do etanol são, respectivamente, **342 g** e **46 g**.

- 32) (Covest-2000) O gráfico abaixo indica na abscissa o andamento de uma reação química desde os reagentes (A + B) até os produtos (C + D) e na ordenada as energias envolvidas na reação. Qual o valor indicado pelo gráfico para a energia de ativação da reação $A + B \rightarrow C + D$?



- 33) (Covest-2000) O pH do sangue humano é mantido entre 7,35 e 7,45 por diversos sistemas tampão associados, sendo o principal deles o sistema ácido carbônico (H_2CO_3) – hidrogeno carbonato (HCO_3^-):



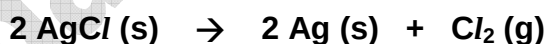
Sabendo-se que exalamos CO_2 através da respiração e que HCO_3^- é excretado na urina, de que maneira os equilíbrios acima se deslocariam para prevenir que o uso intenso de diuréticos e a condição conhecida por hiperventilação (respiração anormalmente rápida e profunda) afetem o pH do sangue?

0	0	Se deslocariam para a esquerda em ambos os casos.
1	1	Se deslocariam para a direita em ambos os casos.
2	2	Não se deslocariam porque se trata de um sistema tampão, capaz de manter o pH constante.
3	3	Se deslocariam para a esquerda no caso de hiperventilação.
4	4	Se deslocariam para a direita no caso do uso intenso de diuréticos.

- 34) (Covest-2000) O cloreto de cálcio ($CaCl_2$) é um sal solúvel em água. A adição de uma solução aquosa de $CaCl_2$ a uma solução aquosa de nitrato de prata ($AgNO_3$) leva a formação de cloreto de prata, que é um sal pouco solúvel, de acordo com o equilíbrio:

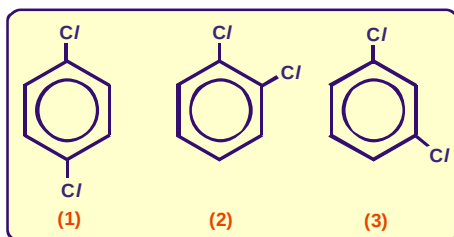


Sob iluminação o cloreto de prata sofre uma redução fotoquímica produzindo prata metálica de acordo com a equação



Qual a massa de prata metálica obtida pela adição de 37 mL de uma solução aquosa 0,5 M de cloreto de cálcio a 100 mL de uma solução aquosa 1 M de nitrato de prata?

- 35) (Covest-2000) Existem três diferentes diclorobenzenos, $C_6H_4Cl_2$, dependendo da localização dos átomos de cloro:



Sobre estes compostos pode-se dizer:

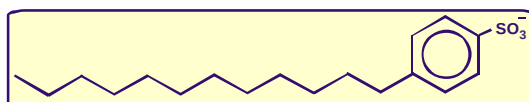
0	0	Todos têm o mesmo momento de dipolo, pois sua composição química é a mesma.
1	1	O mais polar é o composto (2).
2	2	O composto (1) é mais solúvel em solventes apolares.
3	3	Os compostos (2) e (3) são polares.
4	4	Nenhum deles é polar porque o anel benzênico é perfeitamente simétrico nos três casos.

36) (Covest-2000) A lei de velocidade para a reação: $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ é:

$$v = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

Se triplicarmos as concentrações de **NO** e **O₂** ao mesmo tempo, quantas vezes mais rápida será a reação?

37) (Covest-2000) Os detergentes comerciais são misturas de diversos ingredientes. O componente mais importante é o chamado tensoativo ou surfactante que consiste de longas moléculas orgânicas com um grupo polar em uma das pontas. Um exemplo de um tensoativo seria:



Sobre estes compostos podemos dizer que:

0	0	São moléculas polares.
1	1	São bases de Lewis bastante fortes, que reagem com gorduras formando sabões solúveis em água.
2	2	São capazes de solubilizar gorduras em água, porque a longa cadeia carbônica interage com as moléculas de gordura, enquanto a ponta polar interage com as moléculas de água.
3	3	São bases de Brønsted fortes, que desprotonam as moléculas de gordura, tornando-as carregadas e solúveis em água.
4	4	Ao se misturarem com a água, as longas cadeias carbônicas do tensoativo formam uma mistura menos polar e, portanto, mais capaz de dissolver substâncias apolares.

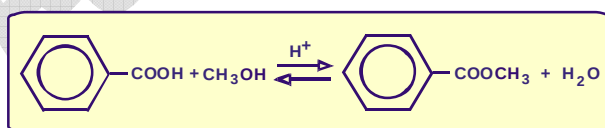
38) (Covest-2000) Ácido acético e ácido trifluoroacético apresentam as seguintes fórmulas estruturais



Ambos os ácidos carboxílicos são solúveis em água. Sobre estes compostos podemos afirmar:

0	0	Os dois ácidos liberam íons em solução aquosa.
1	1	O grau de dissociação iônica do ácido acético é 100%.
2	2	O ácido acético é mais forte que o ácido trifluoroacético.
3	3	O grupo CF ₃ influencia na acidez do grupo carboxílico.
4	4	O ácido trifluoroacético tem massa molar superior ao ácido acético.

39) (Covest-2000) A reação de um ácido carboxílico com um álcool pode ser descrita pela equação química abaixo:



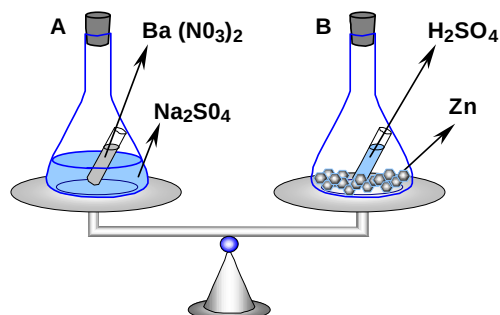
Podemos afirmar em relação a esta reação:

0	0	Esta reação é catalisada pelo íon H ⁺ .
1	1	A reação de esterificação envolve um ácido de Brønsted – Lowry e uma base de Arrhenius.
2	2	A retirada da água do meio reacional favorece a formação do produto.
3	3	O benzoato de metila é o produto formado.
4	4	O mecanismo proposto para esta reação envolve a formação de radicais livres.

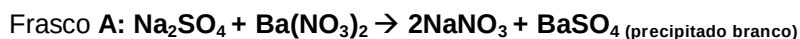
40) (Covest-2000) A reação de 1 mol de 3-etil-3-pentanol com ácido sulfúrico sob aquecimento leva à formação de um único produto com 50% de rendimento. Podemos afirmar com relação a esta reação:

0	0	Ocorre formação de água.
1	1	O produto gerado não apresenta isomeria cis/trans .
2	2	O produto formado é o 3-etil-2-penteno.
3	3	O produto formado nestas condições será uma cetona.
4	4	49 g de produto é formado.

- 41) (Covest-2000) Dois frascos, A e B, contendo diferentes reagentes, estão hermeticamente fechados e são colocados nos pratos de uma balança, que fica equilibrada como mostra o diagrama abaixo.



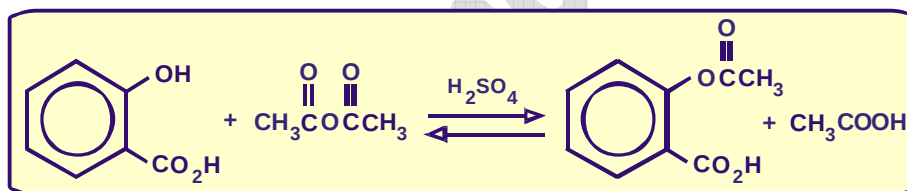
Os frascos são agitados para que os reagentes entrem em contato. As seguintes reações ocorrem:



Podemos afirmar que:

0	0	Com o andamento das reações o braço da balança pende para o lado do frasco A.
1	1	Com o andamento das reações o braço da balança pende para o lado do frasco B.
2	2	Com o andamento das reações os braços da balança permanecem na mesma posição.
3	3	Este experimento envolve uma reação ácido-base.
4	4	Este experimento envolve uma reação de oxidação-redução.

- 42) (Covest-2001) Um laboratório do governo deseja fabricar o genérico da aspirina, isto é, o ácido acetil-salicílico (ácido o-acetil-benzóico), a partir do ácido salicílico (ácido o-hidroxi-benzóico), de acordo com a reação descrita pela equação de equilíbrio abaixo, há muito conhecida.



Julgue os itens abaixo referentes a esta reação.

0	0	A presença do catalisador (H_2SO_4) não altera a velocidade da reação.
1	1	O rendimento da reação é menor que 100%, porque ocorre a formação de dois isômeros espaciais da aspirina.
2	2	Partindo-se de 100 g de ácido salicílico, obteve-se 90 g de aspirina. Portanto, o rendimento da reação é de 90%. Dados: a massa molar do ácido salicílico é 138 g/mol e a da aspirina é 168 g/mol.
3	3	A adição de ácido acético (etanóico) aumenta o rendimento da reação, pois o equilíbrio será deslocado para o sentido da formação da aspirina.
4	4	A extração contínua da aspirina do meio reacional leva ao aumento do rendimento da reação.

Resp: F F F F V

Justificativa

00) Um catalisador, tal como H_2SO_4 , sempre aumenta a velocidade da reação.

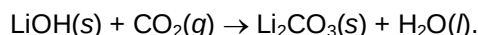
11) Na reação de formação da aspirina (ácido o-acetil-salicílico), o único isômero espacial formado é o isômero *orto*. Portanto, o fato de o rendimento ser menor que 100% é devido a outros fatores, como, por exemplo, a reação não ser completa (entrar em equilíbrio).

22) Como as massas molares da aspirina e do ácido salicílico (AA) são diferentes, teremos uma relação estequiométrica também diferente, e será impossível portanto, ter um rendimento de 90%, partindo-se de 100 g de AA e obtendo-se 90 g de AAS (ácido o-acetil-salicílico). Quantitativamente, temos que 100 g de AA corresponde a $n(\text{AA}) = 100 \text{ g} / 138 \text{ g/mol} = 0,725 \text{ mols}$, e 90 g de AAS (ácido o-acetil-salicílico) corresponde a $n(\text{AAS}) = 90 \text{ g} / 168 \text{ g/mol} = 0,536 \text{ mols}$. Sendo assim, $100\% - 0,725 \text{ mols}$, então, 0,536 mols deve fornecer um rendimento de $0,536/0,725 \times 100\% = 74\%$. Para que a reação tivesse 90% de rendimento teria que ser formado $0,9 \times 0,725 \text{ mols de AAS} = 0,9 \times 0,725 \text{ mol} \times 168 \text{ g/mol} = 109,6 \text{ g}$.

33) O ácido acético é um dos produtos da reação. Aumentando-se a sua concentração, o equilíbrio será deslocado no sentido dos reagentes; portanto, deve diminuir o rendimento da reação.

44) A aspirina é o um dos produtos da reação. A sua extração contínua diminuirá sua concentração, e deslocará o equilíbrio no sentido dos produtos; e portanto, aumentará o rendimento da reação.

- 43) (Covest-2001) O dióxido de carbono ou gás carbônico em altas concentrações é muito tóxico, podendo causar tonturas e desmaios. No caso do ambiente fechado das cápsulas espaciais, torna-se essencial a eliminação do dióxido de carbono produzido pela respiração dos astronautas. Esta eliminação é realizada passando-se continuamente o ar da cápsula por tubos contendo hidróxido de lítio, cuja reação é descrita pela seguinte equação química não balanceada:



Admitindo-se que o dióxido de carbono tem comportamento ideal, qual é a massa em gramas, de hidróxido de lítio necessária para consumir 44,8 L de CO_2 gasoso a 0 °C e 1 atm?

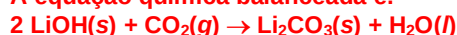
Considere as massas atômicas (g/mol): H = 1, Li = 7, C = 12 e O = 16.

Dado: constante universal dos gases perfeitos,

$$R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

Resp: 96g

A equação química balanceada é:



Massa molar do LiOH = 7 + 16 + 1 = 24 g/mol

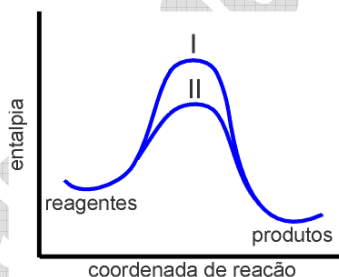
0 °C e 1 atm $\Rightarrow$ CNTP $\therefore$ 1 mol = 22,4 L, logo, 44,8 L $\rightarrow$ 2 mols de CO_2

1 mol $\text{CO}_2 \rightarrow$ 2 mols de LiOH $\therefore$ 2 mols de $\text{CO}_2 \rightarrow$ 4 mols de LiOH $\Rightarrow m(\text{LiOH}) = 4 \text{ mols} \times 24 \text{ g/mol} = 96 \text{ g}$.

- 44) (Covest-2001) A respiração celular produz dióxido de carbono, que precisa ser transportado até os pulmões para ser eliminado do organismo. Este processo envolve a transformação do dióxido de carbono em hidrogeno-carbonato (bicarbonato), através da reação com água, representada como:



O perfil desta reação, isto é, a variação da entalpia (eixo da ordenada) com relação à coordenada de reação (eixo da abscissa) está representado abaixo pela curva I. Na presença da anidrase carbônica, este perfil muda, de acordo com a curva II da figura abaixo.



Considerando estes perfis de reação, julgue os itens abaixo.

0	0	A anidrase carbônica atua como catalisador.
1	1	A presença da anidrase carbônica torna a reação endotérmica.
2	2	A reação é endotérmica, independente da presença da anidrase carbônica.
3	3	A reação na ausência da anidrase carbônica apresenta energia de ativação menor.
4	4	A presença da anidrase carbônica não altera a variação de entalpia da reação.

Justificativa

- 00) A curva II, isto é, a presença de anidrase carbônica mostra que a entalpia de ativação é menor que a da curva I (ausência de anidrase carbônica). Logo, a anidrase carbônica deve aumentar a velocidade da reação e atuar como um catalisador.
- 11) De acordo com o gráfico, a entalpia da reação, que é dada pela diferença das entalpias dos produtos e dos reagentes, é negativa (exotérmica) e independe da presença ou não da anidrase carbônica, já que as duas curvas, I e II, iniciam-se (reagentes) e terminam (produtos) nos mesmos valores de entalpia.
- 22) De acordo com o gráfico, a variação da entalpia da reação é negativa, ver 1-1) e, portanto, exotérmica. Além disso, a entalpia da reação depende somente dos valores de entalpia dos produtos e dos reagentes. Portanto, de acordo com o gráfico, ela independe da presença ou não da anidrase carbônica, já que as duas curvas, I e II, iniciam-se (reagentes) e terminam (produtos) nos mesmos valores de entalpia.
- 33) A energia de ativação é a diferença de energia entre a energia do estado de transição (complexo ativado) e a energia dos reagentes. De acordo com o gráfico, esta diferença é maior para a curva I (sem anidrase carbônica) que para a curva II (presença de anidrase carbônica).
- 44) A variação da entalpia da reação é dada apenas pela diferença das entalpias dos produtos e dos reagentes, e, de acordo com o gráfico, as duas curvas, I e II, iniciam-se (reagentes) e terminam (produtos) nos mesmos valores de entalpia. Logo, a variação de entalpia da reação independe da presença ou não da anidrase carbônica.

45)(Covest-2001) Comparando-se os modelos atômicos de Rutherford e de Bohr, pode-se afirmar que:

0	0	Nos dois modelos, o núcleo é considerado pequeno em relação ao tamanho do átomo e possui quase toda a massa do átomo.
1	1	Nos dois modelos, os elétrons descrevem trajetórias circulares em torno do núcleo.
2	2	Nos dois modelos, as interações eletrostáticas não são importantes para descrever a estabilidade do átomo.
3	3	No modelo de Bohr, os elétrons podem ter quaisquer valores de energia.
4	4	No modelo de Bohr, para o átomo de hidrogênio, o elétron, quando estiver na camada 2s, realizará espontaneamente uma transição para a camada 3s.

00) O modelo de Bohr foi baseado no modelo de Rutherford que consistia no modelo "planetário" para o átomo, isto é, o núcleo ("sol") teria quase toda a massa do átomo, e os elétrons ("planetas"), de massa muito menor, estariam distantes do núcleo, de tal maneira que a dimensão do núcleo é praticamente desprezível comparada com a dimensão do átomo.

11) O modelo de Bohr foi baseado no modelo de Rutherford que consistia no modelo "planetário" para o átomo, isto é, os elétrons ("planetas") realizariam órbitas circulares ao redor do núcleo ("sol").

22) O modelo de Bohr foi baseado no modelo de Rutherford que consistia no modelo "planetário" para o átomo, isto é, os elétrons ("planetas") se mantinham em movimento estável ao redor do núcleo ("sol") devido às atrações (interações) eletrostáticas entre cargas negativas (elétrons) e positiva (núcleo).

33) O modelo de Bohr foi baseado no modelo de Rutherford que consistia no modelo "planetário" para o átomo, contudo, para o sistema ser estável para o átomo de hidrogênio, o elétron não pode possuir qualquer energia, e sim, somente determinados valores, isto é, sua energia é quantizada.

44) As transições espontâneas no modelo de Bohr somente podem ocorrer de um estado de maior energia (3s, por exemplo) para um estado de menor energia (2s, por exemplo).

46) (Covest-2001) O etileno glicol (1,2-etanodiol) é altamente solúvel em água. É utilizado como aditivo na água dos radiadores de carros, para evitar o seu superaquecimento e também o seu congelamento. Considerando esta mistura, julgue os itens abaixo.

0	0	O etileno glicol diminui a pressão de vapor da mistura e, portanto, aumenta o ponto de ebulição da mesma.
1	1	O etileno glicol altera as propriedades desta mistura, porque se dissocia completamente em íons.
2	2	A temperatura de congelamento da mistura independe da concentração de etileno glicol na mesma.
3	3	O etileno glicol é altamente solúvel em água, porque forma ligações de hidrogênio com as moléculas de água.
4	4	O etileno glicol sofre reação de óxido-redução com a água.

00) A adição de um soluto não volátil sempre diminui a pressão de vapor da solução, comparada com a do solvente puro. Esta diminuição da pressão de vapor torna maior o ponto de ebulição.

11) O etileno glicol, $\text{OHCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, é um álcool (diol); portanto, não se dissocia completamente em íons na água. De fato, deve possuir uma dissociação desprezível em íons na água.

22) A temperatura de congelamento é uma propriedade coligativa e, portanto, depende do número (quantidade) de partículas de soluto na solução. Logo, a temperatura de congelamento, assim como a de ebulição, depende da concentração de etileno glicol na solução.

33) A molécula de etileno glicol possui dois grupos hidroxilas que formam ligações de hidrogênio com as moléculas de água, justificando, assim, sua alta solubilidade.

44) O etileno glicol é um composto altamente estável, e em água pura não deve sofrer reação de óxido-redução, pois não é um oxidante nem um redutor forte o suficiente para reduzir ou oxidar a água.

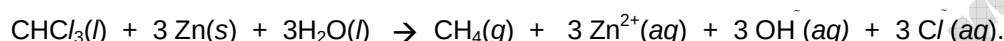
47) (Covest-2001) O trítio é um elemento formado por dois nêutrons, um próton e um elétron. O trítio sofre desintegração radioativa com tempo de meia vida de 12 anos. Sobre o trítio, julgue os itens abaixo.

0	0	O trítio é representado por ^3H e é isótopo do hidrogênio ^1H .
1	1	O trítio é representado por ^3H e é isótopo do hélio ^3He .
2	2	A água contendo trítio forma três vezes mais ligações de hidrogênio que a água com ^1H .
3	3	Uma amostra contendo 100 g de trítio terá somente 50 g de trítio após 12 anos.
4	4	O trítio e o deutério ^2H não são isótopos.

Justificativa

- 00) A presença de dois nêutrons e um próton caracteriza o elemento trítio, que deve possuir número de massa 3 e número atômico 1 (^3H). Logo, é isótopo do hidrogênio, que também possui número atômico 1.
- 11) O trítio tem número atômico 1 e o hélio tem número atômico 2. Logo, estes dois elementos não podem ser isótopos.
- 22) O número de ligações de hidrogênio independe do isótopo que forma a água, já que tais ligações são uma propriedade puramente eletrônica.
- 33) O tempo de meia vida (12 anos) é o tempo necessário para que metade da massa inicial se desintegre. Logo, se inicialmente temos 100 g de trítio, após 12 anos teremos somente 50 g.
- 44) O trítio tem número atômico 1 e número de massa 3, e o deutério tem número atômico 1 e número de massa 2. Logo, ambos são isótopos, pois possuem o mesmo número atômico.

- 48) (Covest-2001) O gás metano é obtido em larga escala nos poços de gás natural. Contudo, para experimentos em laboratório, é necessária a utilização deste gás em alta pureza sendo, portanto, mais viável a sua obtenção via reação química. Em particular, a reação do clorofórmio (triclorometano) com zinco metálico em água é bastante utilizada devido à disponibilidade destes reagentes. A equação química balanceada desta reação é:



Admitindo-se a aproximação de comportamento ideal para todos os componentes deste equilíbrio e que a reação ocorra num recipiente fechado de volume constante, pode-se afirmar que:

0	0	A constante de equilíbrio é expressa por $K = \frac{[\text{CHCl}_3][\text{Zn}]^3[\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{CH}_4][\text{Zn}^{2+}]^3[\text{OH}^-]^3[\text{Cl}^-]^3}$.
1	1	Se ocorrer um aumento de volume, o equilíbrio será deslocado no sentido da formação de metano.
2	2	A adição de ácido nítrico deslocará o equilíbrio no sentido da formação de triclorometano.
3	3	Se a constante de equilíbrio for expressa pela equação: $K = \left(\frac{[\text{CH}_4]}{[\text{I}^0]} \right) \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{I}^0]} \right)^3 \left(\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{I}^0]} \right)^3 \left(\frac{[\text{Cl}^-]}{[\text{I}^0]} \right)^3,$ onde $[\text{I}^0]$ é a molaridade padrão (1 M), então, a constante de equilíbrio é adimensional.
4	4	Se no recipiente ocorrer um vazamento de gás teremos um aumento no consumo de triclorometano

- 00) A constante de equilíbrio é definida como a produtória das atividades dos produtos, elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos, dividida pela produtória das atividades dos reagentes, elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos. No caso de comportamento ideal, a atividade é dada pela razão entre a concentração molar e a molaridade padrão (1 M). A alternativa está incorreta, pois a constante de equilíbrio é dada pela razão entre as concentrações dos reagentes e a dos produtos, isto é, o inverso da definição.
- 11) O aumento do volume deve causar uma diminuição da pressão e, portanto, da concentração do gás metano. Logo, para restaurar o equilíbrio, a reação desloca-se no sentido da formação do metano.
- 22) A adição de ácido nítrico levará ao consumo de $\text{OH}^-(aq)$, e portanto, diminuirá a sua concentração, deslocando a reação em equilíbrio no sentido da formação do consumo ou do metano e, não, na formação do triclorometano.
- 33) A análise dimensional fornece que todos os termos entre parênteses são adimensionais, já que temos concentração molar dividida por concentração molar. Isto torna a constante de equilíbrio adimensional.
- 44) A ocorrência de um vazamento (gás metano) diminuirá a concentração de gás metano no recipiente, levando ao deslocamento do equilíbrio da reação, no sentido de formação do metano e, por conseguinte, no consumo de triclorometano.

- 49) (Covest-2001) Numa indústria química foram encontrados três recipientes rotulados como A, B e C. Para que o descarte deste material fosse feito de maneira apropriada, a química responsável fez um levantamento dos produtos químicos utilizados na indústria e concluiu que um deles contém ácido acético (ácido etanóico), o outro, acetaldeído (etanal), e o outro, etanol. A química observou que a substância no frasco A reagiu com a substância do frasco B, para formar um éster em meio ácido. Além disso, observou a coloração laranja-avermelhada do papel indicador universal, quando em contato com a solução aquosa formada pela substância do frasco B, indicando que o pH está na faixa de 3 a 4. Baseado nestes resultados, julgue as seguintes conclusões:

0	0	O frasco A contém o acetaldeído.
1	1	O frasco C contém o etanol.
2	2	A substância do frasco C, quando é oxidada, transforma-se no composto do frasco B.
3	3	O frasco B contém o ácido acético.
4	4	A substância do frasco A, quando é reduzida, transforma-se no composto do frasco C.

Das três substâncias, a única capaz de formar uma solução aquosa com pH ácido na faixa de 3 a 4, é o ácido etanóico (acético). Logo, B = ácido acético. A reação entre um ácido e um álcool fornece um éster. Logo, A = etanol, para que a sua reação com B (ácido acético) forneça o éster em meio ácido. Por exclusão, tem-se que C = etanal.

00) O frasco A contém etanol.

11) O frasco C contém etanal.

22) O etanal (frasco C), quando é oxidado, fornece o ácido etanóico (frasco B).

33) O frasco B contém ácido etanóico (acético).

44) O etanol (frasco A) deve ser oxidado, e não reduzido, para formar o etanal (frasco C).

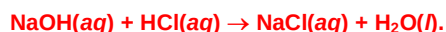
- 50)(Covest-2001) Considere que uma solução aquosa com 60 g de NaOH é misturada com uma solução aquosa com 54 g de HCl. Admitindo-se que esta reação ocorre de forma completa, qual seria a concentração molar do sal formado, se o volume final desta solução for 100 mL?

Considere as massas molares (g/mol):

H = 1; O = 16; Na = 23 e Cl = 35.

Justificativa

A reação química balanceada é:



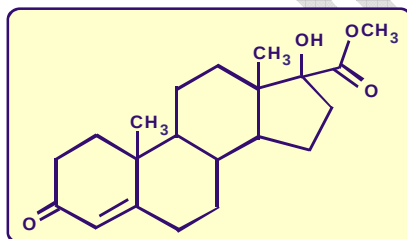
Logo, um mol de NaOH reagirá com um mol de HCl formando um mol de NaCl (sal em questão).

$n(\text{NaOH}) = \text{massa}(\text{NaOH}) / \text{MM}(\text{NaOH}) = 60 \text{ g} / (23 + 16 + 1) \text{ g/mol} = 60/40 \text{ mols} = 3/2 \text{ mols} = 1,5 \text{ mols}.$

$n(\text{HCl}) = \text{massa}(\text{HCl}) / \text{MM}(\text{HCl}) = 54 \text{ g} / (1 + 35) \text{ g/mol} = 54/36 \text{ mol} = 27/18 = 9/6 = 3/2 = 1,5 \text{ mols}.$

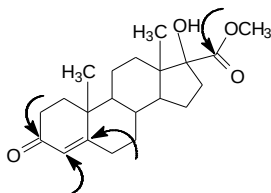
Portanto, $n(\text{NaCl}) = 1,5 \text{ mols}$. Logo, $[\text{NaCl}] = n(\text{NaCl}) / \text{Volume} = 1,5 \text{ mol} / 0,1 \text{ L} = 15 \text{ M}.$

- 51)(Covest-2001) O composto mostrado na figura abaixo é um exemplo da vasta classe de compostos conhecidos como esteróides. Considerando sua estrutura molecular, pode-se afirmar que existe(m)

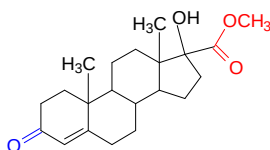


0	0	Quatro carbonos com hibridização sp^2 .
1	1	Uma função éster e uma função cetona.
2	2	Uma função aldeído e uma função álcool.
3	3	Três carbonos quaternários.
4	4	Somente três centros quirais (carbonos assimétricos).

00 Os átomos de carbono com hibridização sp^2 são os que possuem duplas ligações, e estes quatro átomos de carbono estão indicados pelas setas na figura abaixo.

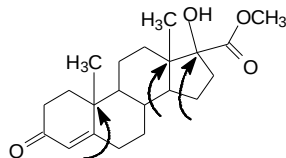


11) A função éster está indicada em vermelho e a função cetona está indicada em azul, na figura abaixo.

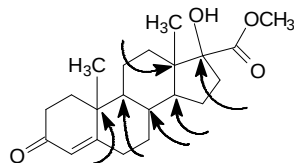


22) Não existe a função aldeído nesta estrutura molecular.

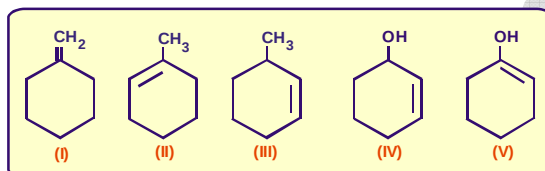
- 33) Os átomos de carbono quaternários são os que possuem quatro substituintes diferentes de hidrogênio, e estes três átomos de carbono estão indicados pelas setas na figura abaixo.



- 44) Existem seis centros quirais (carbonos assimétricos), que estão indicados pelas setas na figura abaixo.

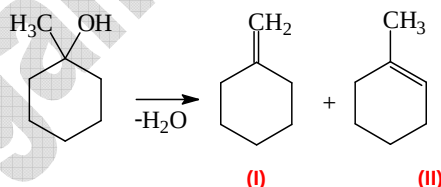


- 52)(Covest-2001) O composto 1-metilciclohexanol, numa reação de eliminação, perde água, formando produto(s) contendo dupla ligação. Das estruturas abaixo, pode-se afirmar que o(s) produto(s) desta reação é(são):



0	0	I.
1	1	II.
2	2	III.
3	3	IV.
4	4	V.

Esta reação pode ser descrita pela seguinte equação:



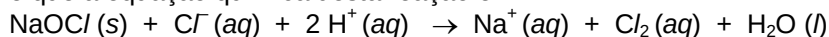
- 00) A estrutura (I) corresponde a um dos possíveis produtos formados nesta reação.
 11) A estrutura (II) corresponde a um dos possíveis produtos formados nesta reação.
 22) O composto (III) não pode ser formado nesta reação de eliminação de água.
 33) Não existe maneira de se formar o composto (IV) nesta reação de eliminação de água.
 44) Não existe maneira de se formar o composto (V) nesta reação de eliminação de água.

- 53) (Covest-2001) Qual a massa em gramas de hipoclorito de sódio que deve ser adicionada a uma piscina de volume 20.000 L, para que a concentração final de cloro seja 0,00005 M?

Considere as massas atômicas (g/mol):

H = 1; O = 16; Na = 23 e Cl = 35,

e que a equação química desta reação é:



Resp: 74g.

$$[\text{Cl}_2] = 0,00005 \text{ M} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = n/V = n/20.000 \text{ L} =$$

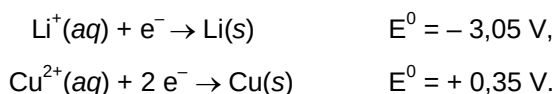
$$n/2 \times 10^4 \text{ L} \Rightarrow n = 5 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 2 \times 10^4 \text{ L} = 5 \times 2 \times 10^{-1} = 1 \text{ mol}$$

De acordo com a equação química da reação, a relação estequiométrica é: 1 mol $\text{Cl}_2 \Leftrightarrow$ 1 mol NaOCl.

Logo, $n(\text{NaOCl}) = 1 \text{ mol}$.

$$\text{MM}(\text{NaOCl}) = 23 + 16 + 35 = 74 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{massa}(\text{NaOCl}) = n(\text{NaOCl}) \times \text{MM}(\text{NaOCl}) = 1 \text{ mol} \times 74 \text{ g/mol} = 74 \text{ g}.$$

54)(Covest-2001) Neste ano comemoramos o bicentenário da invenção da pilha feita pelo italiano Alessandro Volta. Os princípios das pilhas, baterias e acumuladores continuam os mesmos, mas os avanços tecnológicos nesse campo foram significativos. Atualmente, as baterias recarregáveis de lítio estão-se tornando importantes, principalmente devido ao seu potencial econômico e às vantagens ambientais. Pode-se construir uma destas baterias, baseando-se nas semi-reações indicadas a seguir, juntamente com seus respectivos potenciais padrão de redução (E^0):



Sobre esta bateria, pode-se afirmar que:

0	0	Nas condições padrão, esta bateria gera uma diferença de potencial de +3,40 V.
1	1	Durante o seu carregamento, íons cúpricos são formados.
2	2	A equação química balanceada que descreve esta bateria é: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Li}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Li}^+(\text{aq})$.
3	3	Durante o seu funcionamento, o eletrodo de lítio metálico é consumido.
4	4	Esta bateria produz um mol de elétrons por mol de lítio metálico.

A reação global da bateria é: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Li}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Li}^+(\text{aq})$, que fornece uma diferença de potencial igual a $+0,35 - (-3,05) = +3,40 \text{ V}$. Esta é a ordem correta para o funcionamento da bateria, pois $\Delta G = -2 F E^0 < 0$, e, portanto a reação é espontânea, já que F é sempre maior que zero (constante de Faraday).

00) De acordo com a reação global e com o cálculo acima, o valor de +3,40 V está correto.

11) Durante o seu carregamento, um potencial externo é aplicado forçando que a reação inversa ocorra, levando à formação de lítio metálico e de íons cúpricos, $\text{Cu}(\text{II})$.

22) A reação não está balanceada nas cargas, pois existem duas cargas positivas (Cu^{2+}) do lado esquerdo e somente uma carga positiva (Li^+) do lado direito.

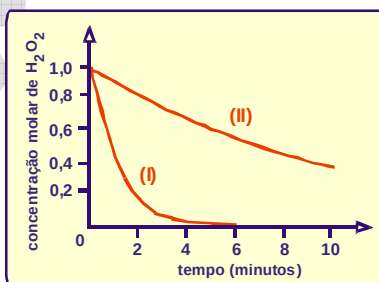
33) De acordo com a reação acima, durante o funcionamento da bateria, que é um processo espontâneo, o lítio metálico e os íons cúpricos são consumidos.

44) O funcionamento da bateria envolve a seguinte semi-reação: $2 \text{Li}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Li}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$, ou seja, para cada mol de lítio metálico consumido é produzido um mol de elétrons.

55) (Covest-2001) Quando colocamos água oxigenada num fermento observamos a formação de bolhas devido à liberação de gás oxigênio, de acordo com a seguinte equação química:



Num recipiente fechado, podemos observar a variação da pressão, à medida que a reação de decomposição se processa, e assim, determinar a dependência da concentração molar de H_2O_2 com o tempo de reação. A cinética desta reação foi determinada para duas condições, I e II, e estão representadas na figura abaixo.



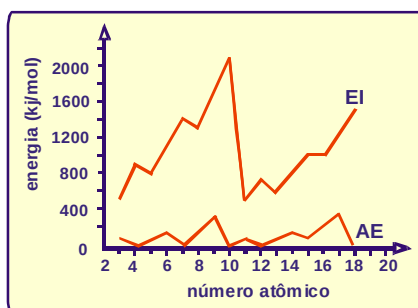
Julgue os itens abaixo referentes a esta cinética:

0	0	A velocidade da reação para a condição I é maior que para a condição II.
1	1	A condição II contém um catalisador.
2	2	O número de mols de oxigênio formado, após 4 minutos do início da reação, é maior para a condição II do que para a condição I.
3	3	A concentração de água oxigenada, após 2 minutos do início da reação, é maior para a condição II do que para a condição I.
4	4	Se inicialmente os dois recipientes contiverem, exclusivamente, água oxigenada, então a temperatura da condição I é diferente da temperatura da condição II.

Justificativa

- 00) A variação temporal da concentração da condição I é muito maior que a variação temporal da concentração da condição II. Logo, a velocidade da reação correspondente à condição I é muito maior que a correspondente à condição II.
- 11) A condição II apresenta velocidade de reação menor que a da condição I. Logo, a condição II não pode ter um catalisador, pois o mesmo aumentaria a velocidade da reação e, não, diminuiria como sugerem as considerações acima.
- 22) De acordo com o gráfico, após 4 minutos do início da reação, a concentração de água oxigenada para a condição II ($\approx 0,7$ M) é muito maior que para a condição I ($\approx 0,0$ M). Logo, a concentração de oxigênio formado será o inverso da relação acima, isto é, a concentração de oxigênio, após 4 minutos do início da reação, será muito maior para condição I que para a condição II.
- 33) De acordo com o gráfico, após 2 minutos do início da reação, a concentração de água oxigenada para a condição II ($\approx 0,8$ M) é maior que para a condição I ($\approx 0,1$ M).
- 44) Os fatores que afetam a velocidade de uma reação química são: concentração, temperatura e catalisador. Desde que temos a mesma concentração inicial e a ausência de catalisador, a única maneira de explicar a diferença significativa nas velocidades da reação para as condições I e II é se as temperaturas forem diferentes.

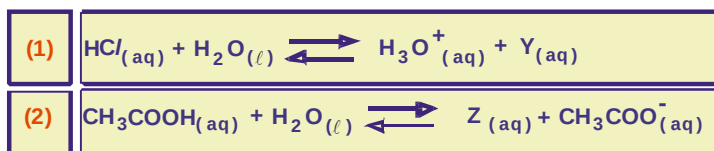
- 56) (Covest-2001) O ordenamento dos elementos químicos na Tabela Periódica foi uma das descobertas mais importantes na Química, pois permite que propriedades físicas e químicas possam ser racionalizadas e até previstas. Por exemplo, considere as variações da energia de ionização (potencial de ionização), EI, e da afinidade eletrônica (eletroafinidade), AE, em função do número atômico, mostradas na figura abaixo. Julgue os itens abaixo:



0	0	A substância formada pelos elementos de número atômico 9 e 11 é iônica, sendo que o elemento de número atômico 9 forma o ânion e o elemento de número atômico 11 forma o cátion.
1	1	O elemento de número atômico 3 perde elétron mais facilmente que o elemento de número atômico 9.
2	2	O volume do ânion do elemento de número atômico 17 é maior que o volume do átomo do elemento de número atômico 17.
3	3	O átomo do elemento de número atômico 9 é reduzido mais facilmente que o átomo do elemento de número atômico 10.
4	4	O potencial de ionização não é uma propriedade periódica.

- 00) O elemento de número atômico 9 tem uma grande tendência em ganhar elétron, já que possui uma AE muito maior que o elemento de número atômico 11, que, por sua vez, possui uma grande tendência em perder elétron, pois possui EI muito menor que o elemento 9. Logo, a ligação química formada deve ser iônica, a qual é característica da substância NaF.
- 11) O elemento de número atômico 3 (Li) tem maior tendência em perder elétron que o elemento de número atômico 9 (F), pois o primeiro possui EI significativamente menor que o último. Isto é característico da substância iônica LiF, que é mais bem representada por Li^+F^- .
- 22) O volume do ânion de um elemento é sempre maior que o volume do átomo neutro deste mesmo elemento, já que o ânion possui um elétron a mais que o átomo neutro. Logo, sua eletrosfera é, portanto, seu volume, é maior. No caso, o elemento de número atômico 17 (Cl) tem a tendência de formar ânion, pois apresenta uma AE elevada.
- 33) O elemento de número atômico 9 (F) tem maior tendência em ganhar elétron, isto é, ser reduzido, que o elemento de número atômico 10 (Ne), pois o primeiro possui AE significativamente maior que o último.
- 44) O potencial de ionização é uma propriedade periódica, pois, como mostra o gráfico, a mesma se repete quando passamos de um período da tabela periódica (3-10) para outro (11-18).

57) (Covest-2001) Julgue as afirmativas abaixo que se referem às duas soluções aquosas descritas pelos equilíbrios químicos:



0	0	A constante de equilíbrio da equação (2) é menor que a constante de equilíbrio da equação (1), pois o ácido clorídrico é um ácido de Brønsted-Lowry mais forte que o ácido etanóico (ácido acético).
1	1	A espécie Y representa uma base conjugada de Lewis mais forte que o íon etanoato (acetato).
2	2	Se a concentração de ácido clorídrico na solução descrita pela equação (1) for 10^{-8} M, então, o seu pH é igual a 8, considerando-se a constante de auto-ionização da água igual a 10^{-14} .
3	3	A espécie Z é o íon hidrônio, e a espécie Y é o íon cloreto.
4	4	A adição de cristais de cloreto de sódio à solução descrita pela equação (1) leva a um aumento da concentração do íon hidrônio.

JUSTIFICATIVAS:

- 00) A afirmação é verdadeira, pois o ácido clorídrico apresenta dissociação completa em água; já o ácido etanóico tem dissociação parcial ($\approx 8\%$) na água, o que o torna um ácido de Brønsted-Lowry mais fraco que o ácido clorídrico.
- 11) A espécie Y é o íon cloreto, que é uma base conjugada do ácido clorídrico, um ácido forte, e, portanto, é uma base conjugada fraca. Já o íon etanoato (acetato) é a base conjugada do ácido etanóico (acético), que é fraco e, portanto, o íon acetato é uma base conjugada forte. Estas observações são válidas para quaisquer definições de ácido e base, inclusive a de Lewis.
- 22) A dissolução de ácido clorídrico em água pura deverá sempre fornecer uma solução ácida. Logo, o pH deve ser menor que 7.
- 33) A espécie Z vem da dissociação do ácido etanóico (acético) em água, fornecendo o íon etanoato (acetato) e o íon hidrônio que é a espécie Z. A espécie Y vem da dissociação do ácido clorídrico em água, fornecendo o íon hidrônio e o íon cloreto, que é a espécie Y.
- 44) Numa solução saturada de HCl, quando o equilíbrio descrito pela equação química (1) pode ocorrer, a adição de íons cloreto (espécie Y) deverá deslocar o equilíbrio, no sentido da formação de água e HCl e, portanto diminuirá a concentração de íon hidrônio.

58)(Covest-2002) Considere as seguintes soluções aquosas:

- I. Sacarose 0,05 M
- II. NaCl 0,03 M
- III. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,03 M

Com relação aos pontos de ebulição destas soluções, podemos afirmar que:

0	0	A solução I apresenta ponto de ebulição menor que o da solução II.
1	1	A solução II apresenta ponto de ebulição maior que o da solução III.
2	2	A solução I apresenta ponto de ebulição menor que o da solução III.
3	3	A solução II apresenta ponto de ebulição igual ao da solução III.
4	4	As três soluções apresentam o mesmo ponto de ebulição.

- 00) A solução I (sacarose) apresenta concentração total de partículas igual a 0,05 M e a solução II (NaCl) apresenta concentração total de partículas igual a $0,03 + 0,03 = 0,06$ M, pois o NaCl se dissocia completamente em água fornecendo $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$. Logo, a solução I, com menor concentração total, apresentará menor ponto de ebulição.
- 11) A solução I (sacarose) apresenta concentração total de partículas igual a 0,05 M e a solução III ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) apresenta concentração total de partículas igual a $0,03 + 2 \times 0,03 = 0,03 + 0,06 = 0,09$ M, pois ocorre dissociação completa em $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$. Logo, a solução III, com maior concentração total, apresentará ponto de ebulição maior.
- 22) A solução I (sacarose) apresenta concentração total de partículas igual a 0,05 M e a solução III ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) apresenta concentração igual a 0,09 M. Logo, a solução I, com menor concentração total, apresentará ponto de ebulição menor.
- 33) A solução II (NaCl) apresenta concentração total de partículas igual a 0,06 M e a solução III ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) apresenta concentração igual a 0,09 M. Logo, as soluções II e III apresentarão pontos de ebulição distintos, pois têm concentrações diferentes.
- 44) As soluções I (sacarose), II (NaCl) e III ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) apresentam concentrações totais iguais a 0,05 M, 0,06 M e 0,09 M, respectivamente. Logo, as soluções I, II e III apresentarão pontos de ebulição distintos, pois têm concentrações diferentes.

59)(Covest-2002) O sódio é altamente reativo, mas mesmo assim pode ser encontrado em aplicações cotidianas, como por exemplo, nas lâmpadas de sódio, que emitem luz amarela. Com relação às propriedades do sódio podemos afirmar que:

0	0	O sódio atômico perde elétron mais facilmente que o potássio atômico.
1	1	O sódio tem raio atômico maior que o magnésio.
2	2	O sódio forma compostos com halogênios com caráter mais iônico que os compostos formados entre o potássio e os halogênios.
3	3	O sódio atômico ganha elétron mais facilmente que o lítio atômico.
4	4	O raio iônico do íon sódio é menor que o raio iônico do íon potássio.

00) A eletronegatividade é uma propriedade periódica que diminui com o aumento do número atômico num grupo. Logo, a eletronegatividade do sódio (0,93) é maior que a do potássio (0,82), e, portanto, o sódio perderá elétron com maior dificuldade que o potássio.

11) O raio atômico é uma propriedade periódica que diminui com o aumento do número atômico num período. Logo, o raio atômico do sódio (191 pm) é maior que o do magnésio (160 pm).

22) O caráter iônico de uma ligação química é proporcional à diferença de eletronegatividade entre os elementos que a formam. Logo, como o sódio (0,93) é mais eletronegativo que o potássio (0,82), a diferença de eletronegatividade com os halogênios será maior para o potássio do que para o sódio, tendo, portanto, a ligação com o potássio caráter mais iônico que os compostos formados com o sódio.

33) O sódio (0,93) é menos eletronegativo que o lítio (0,98), e, portanto, tem menor facilidade em ganhar elétron.

44) Ambos, raio atômico e raio iônico, são propriedades periódicas, que aumentam com o aumento do número atômico num grupo. Logo, o íon Na^+ (102 pm), tem raio iônico menor que o do íon potássio, K^+ (138 pm).

60)(Covest-2002) A substância química água é fundamental para a vida devido às suas propriedades físicas e químicas peculiares. Com relação a estas propriedades podemos afirmar que:

0	0	Ao ser eletrolisada a água decompõe-se dando origem a volumes iguais de gases nos eletrodos.
1	1	O processo que descreve a ebulição da água é: $\text{H}_2\text{O}(l) \xrightarrow{\text{calor}} \text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g)$.
2	2	A água forma ligação de hidrogênio intermolecular e, portanto, apresenta ponto de ebulição muito maior que as substâncias de massas molares semelhantes.
3	3	A água dissolve praticamente todas as substâncias orgânicas.
4	4	A água é uma base de Lewis e, portanto, pode doar um par de elétrons em interações intermoleculares.

00) Ao ser eletrolisada, a água decompõe-se de acordo com a seguinte equação química: $\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g)$, fornecendo volumes diferentes de gases, isto é, o volume de hidrogênio formado é o dobro do de oxigênio formado.

11) A ebulição da água é descrita pela seguinte equação: $\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$, ou seja, não ocorre decomposição química, pois a ebulição é uma transformação de fase (líquida para gasosa), e não uma transformação química.

22) Moléculas de água formam ligações de hidrogênio intermoleculares, $\text{H}-\text{O}-\text{H} \cdots \text{OH}_2$, as quais são responsáveis por um aumento significativo das interações atrativas intermoleculares e, portanto, aumentando significativamente o ponto de ebulição (100 °C), quando comparado com pontos de ebulição de moléculas com massa molecular semelhante, por exemplo, CH_4 (-162 °C), H_2S (-60 °C), CO_2 (-78 °C).

33) A água é uma substância polar que forma ligações de hidrogênio intermoleculares, e, portanto, em geral, não dissolve substâncias apolares como compostos orgânicos.

44) O átomo de oxigênio da água possui pares de elétrons isolados que podem ser doados numa ligação intermolecular, caracterizando-se então como uma base de Lewis.

61) (Covest-2002) Um dado material sólido é isolante à temperatura ambiente, e quando fundido conduz corrente elétrica. Este material pode ser:

0	0	o gelo seco, $\text{CO}_2(s)$.
1	1	o ferro metálico, $\text{Fe}(s)$.
2	2	a bauxita, $\text{Al}_2\text{O}_3(s)$.
3	3	o salitre do Chile, $\text{NaNO}_3(s)$.
4	4	a naftalina, naftaleno – $\text{C}_{10}\text{H}_8(s)$.

00) $\text{CO}_2(s)$ é um sólido isolante; contudo, quando fundido, na realidade sublimado, forma moléculas de $\text{CO}_2(g)$ que não conduzem corrente elétrica.

11) $\text{Fe}(s)$ é um metal e, portanto, conduto elétrico.

22) $\text{Al}_2\text{O}_3(s)$ é um sólido isolante, e quando fundido fornece íons Al^{3+} e O^{2-} e, portanto, conduz corrente elétrica.

33) $\text{NaNO}_3(s)$ é um sólido isolante, e quando fundido fornece íons Na^+ e NO_3^- e, portanto, conduz corrente elétrica.

44) $\text{C}_{10}\text{H}_8(s)$ é um sólido isolante; contudo, quando fundido, na realidade sublimado, forma uma solução molecular, $\text{C}_{10}\text{H}_8(g)$, que não conduz corrente elétrica.

- 62) (Covest-2002) A potabilidade da água é um problema que está tomando proporções mundiais; mesmo sendo potáveis, águas com altas concentrações de magnésio apresentam um gosto característico, que as torna difíceis de serem ingeridas. A análise química de 100 mL de uma amostra de um dado manancial forneceu 146 mg de bicarbonato de magnésio ou hidrogeno-carbonato de magnésio. Considerando as seguintes massas atômicas, em g/mol, H = 1; C = 12; N = 14; O = 16; Na = 23; Mg = 24; P = 31; S = 32; K = 39; Ca = 40, qual é a concentração molar de magnésio nesta amostra, após ser multiplicada por mil (1000)?

Resp: 10

A massa molar do bicarbonato de magnésio, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ é igual a $24 + (1 + 12 + (16 \times 3)) \times 2 = 146$ g/mol. Logo, a amostra contém $146 \text{ mg} / 146 \text{ g/mol} = 1 \text{ mmol}$ em 100 mL ou 10 mmol por litro. Multiplicando por 1000 tem-se 10 mol/L, ou seja, uma concentração 10 M.

- 63) (Covest-2002) A determinação quantitativa de nitrogênio em alimentos é importante, pois fornece a quantidade de proteínas dos mesmos. O método de Kjeldahl é um dos mais utilizados para tal determinação e consiste na transformação de todo o nitrogênio orgânico em amônia. A dissolução da amônia em água pura fornecerá uma solução:

0	0	Ácida.
1	1	Com pH maior que 7.
2	2	Com concentração de $\text{OH}^-(\text{aq})$ igual à concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$.
3	3	Com concentração de $\text{OH}^-(\text{aq})$ menor que 10^{-7} M .
4	4	Com um precipitado, pois a amônia é insolúvel em água.

00) A amônia é uma base de Lewis, dispõe de um par de elétrons isolados que pode ser doado, ou, pelo conceito de Brønsted, que pode receber um próton. Logo, a solução não será ácida, mas básica.

11) Uma solução básica tem pH maior que 7.

22) Em uma solução básica, a concentração de $\text{OH}^-(\text{aq})$ é maior que a concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$.

33) A concentração de $\text{OH}^-(\text{aq})$ em uma solução básica é maior que 10^{-7} M , que é o valor da concentração de $\text{OH}^-(\text{aq})$ na solução neutra.

44) A amônia é muito solúvel em água, não deixando depósito sólido.

- 64) (Covest-2002) Uma descrição simplificada da destruição do ozônio por óxido de nitrogênio é dada pelas seguintes reações:



Com relação a este processo, pode-se afirmar que:

0	0	A reação global para a destruição do ozônio é: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_2(\text{g})$, e o óxido de nitrogênio atua como catalisador.
1	1	A reação global para a destruição do ozônio é: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_2(\text{g})$, e o dióxido de nitrogênio atua como catalisador.
2	2	A reação global para a destruição do ozônio é: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$, e o óxido de nitrogênio atua como intermediário da reação.
3	3	A reação global para a destruição do ozônio é: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_2(\text{g})$, e o dióxido de nitrogênio atua como um intermediário da reação.
4	4	A reação global para a destruição do ozônio é: $\frac{1}{2} \text{O}_3(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g})$, e o dióxido de nitrogênio atua como inibidor.

00) Somando as duas reações que compõem o mecanismo de reação, tem-se como resultado a reação global: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_2(\text{g})$. Além disso, o óxido de nitrogênio, $\text{NO}(\text{g})$ entra como reagente na 1ª etapa da reação e é regenerado como produto na 2ª etapa, caracterizando-se como um catalisador.

11) A reação global é a mesma da alternativa acima portanto está correta. Mas, deve-se notar que o dióxido de nitrogênio, $\text{NO}_2(\text{g})$, aparece como produto na 1ª etapa do mecanismo e é consumido na 2ª etapa, sendo portanto um intermediário da reação e não um catalisador.

22) A reação global não corresponde à soma das duas etapas do mecanismo e está incorreta. Além disso, o óxido de nitrogênio, $\text{NO}(\text{g})$ entra como reagente na 1ª etapa da reação e é regenerado como produto na 2ª etapa, caracterizando-se como um catalisador e não um intermediário.

33) A reação global corresponde à soma das duas etapas, como nas alternativas 0-0) e 1-1). O dióxido de nitrogênio $\text{NO}_2(\text{g})$ é produzido na 1ª etapa e consumido na 2ª etapa; portanto, comporta-se como um intermediário.

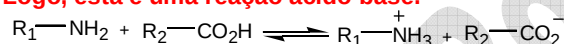
44) A reação global corresponde à soma das etapas, como nas alternativas 0-0), 1-1) e 3-3), apenas está dividida por 2, e portanto é correta. Entretanto, o dióxido de nitrogênio, $\text{NO}_2(\text{g})$, atua como intermediário e não como inibidor da reação.

- 65) (Covest-2002) Aminas primárias são substâncias voláteis e as principais responsáveis pelo odor característico dos peixes. Essas substâncias podem ser removidas das mãos lavando-as com vinagre ou com suco de limão. Sobre este processo, julgue os itens abaixo.

0	0	A reação que ocorre entre as aminas e o vinagre é uma reação de neutralização ácido-base.
1	1	As aminas são ácidos de Brønsted-Lowry e reagem com as bases orgânicas contidas no suco de limão.
2	2	São formados íons amônio que são menos voláteis que as aminas primárias.
3	3	As aminas são bases de Lewis que reagem com os ácidos do vinagre ou do suco de limão.
4	4	A reação química pode ser representada pela seguinte equação genérica: $\text{R}_1-\overset{\text{R}_2}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{N}-\text{R}_3(\text{aq}) + \text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{R}_1-\overset{\text{R}_2}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}-\text{N}(\text{R}_2)(\text{R}_3)(\text{aq})$ Onde, R₁, R₂ e R₃ são grupamentos orgânicos alquílicos (ou alquil) genéricos, e HA é um ácido genérico.

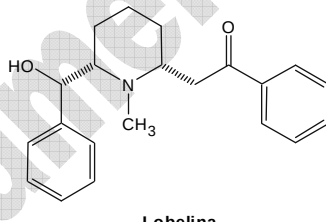
A estrutura geral das aminas primárias é: R-NH₂.

- 00) O suco do limão e o vinagre apresentam ácidos carboxílicos que reagem com as aminas primárias gerando sais de amônio. Logo, esta é uma reação ácido-base.



- 11) As aminas primárias são bases de Brønsted-Lowry, pois são capazes de aceitar um próton. O suco do limão e o vinagre são soluções ácidas e não básicas.
 22) O suco do limão e o vinagre apresentam ácidos carboxílicos que reagem com as aminas primárias gerando sais de amônio que são menos voláteis que as aminas.
 33) As aminas primárias são bases de Lewis, pois são capazes de doar um par de elétrons não compartilhado.
 44) A reação descrita neste item mostra a estrutura genérica de uma amida e não de uma amina primária.

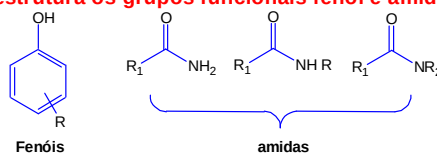
- 66) (Covest-2002) A lobelina, substância isolada da planta *Lobelia nicotinaefolia*, é utilizada para aliviar os sintomas da asma, e apresenta a estrutura abaixo:



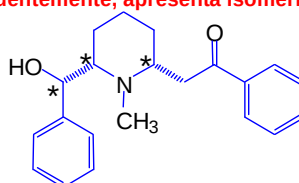
Sobre esta substância podemos afirmar:

0	0	Apresenta os grupos funcionais: amida e fenol.
1	1	Não apresenta isomeria óptica.
2	2	Sofre reação de oxidação na presença de solução de KMnO ₄ .
3	3	Apresenta os grupos funcionais: álcool e amina.
4	4	O grupo funcional cetona sofre reação de redução com LiAlH ₄ (hidreto de lítio e alumínio) gerando um álcool secundário.

- 00) A lobelina não apresenta em sua estrutura os grupos funcionais fenol e amida.

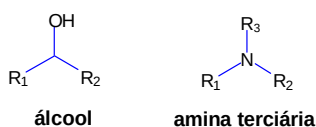


- 11) A lobelina apresenta três carbonos quirais (carbonos assimétricos), marcados por asteriscos na figura abaixo, e não possui planos ou eixos de simetria, conseqüentemente, apresenta isomeria óptica.

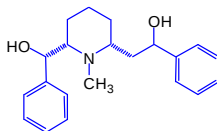


22) Apresenta o grupo funcional álcool (secundário) que pode sofrer oxidação com solução de KMnO_4 , gerando uma cetona.

33) Apresenta as funções álcool e amina.



44) Cetonas sofrem reações de redução na presença de LiAlH_4 (hidreto de lítio e alumínio), gerando um álcool secundário.



67) (Covest-2002) A reação da fotossíntese pode ser descrita pela seguinte equação de equilíbrio:



cuja variação de entalpia padrão é igual a 2800 kJ/mol. Considerando um recipiente fechado, o equilíbrio:

0	0	Se deslocará na direção do $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, quando a concentração de CO_2 for aumentada.
1	1	Se desloca para os reagentes, quando for introduzido N_2 gasoso causando um aumento da pressão total.
2	2	Não se altera, quando a metade do $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ for removida.
3	3	Se desloca para os produtos, quando houver uma redução do volume do recipiente, que aumentará a pressão total.
4	4	Se desloca para os produtos, quando a temperatura for aumentada.

00) $\text{CO}_2(\text{g})$ é um reagente em fase gasosa; se a sua concentração for aumentada, o equilíbrio se deslocará para reduzi-la, formando mais produtos, portanto, mais $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$.

11) $\text{N}_2(\text{g})$ é um gás inerte e não participa da reação; portanto, não altera o equilíbrio.

22) Embora a glicose seja produto da reação, estando na forma sólida, sua concentração não se altera ao remover uma quantidade de produto e, assim, não altera o equilíbrio da reação.

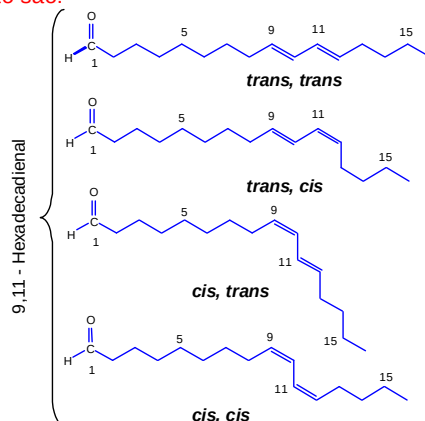
33) Uma redução do volume provocará um aumento das pressões do reagente e do produto gasoso igualmente, não afetando o equilíbrio da reação.

44) O aumento da temperatura corresponde ao fornecimento de calor ao sistema que responderá absorvendo calor e, assim, deslocando o equilíbrio na direção em que a reação é endotérmica, ou seja: formação dos produtos.

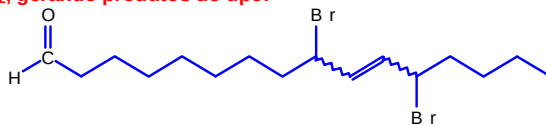
68) (Covest-2002) O composto orgânico 9,11-hexadecadienal, $\text{C}_{16}\text{H}_{28}\text{O}$, é um dos componentes do feromônio sexual da broca-da-cana-de-açúcar, *Diatraea saccharalis*. Sobre este composto podemos afirmar que:

0	0	Apresenta isomeria geométrica <i>cis</i> e <i>trans</i> .
1	1	Apresenta o grupo funcional ácido carboxílico.
2	2	Sofre reação de oxidação com $\text{AgNO}_3/\text{NH}_4\text{OH}$.
3	3	Reage com solução de Br_2 em CCl_4 .
4	4	Sofre reação de hidrogenação catalítica.

De acordo com a nomenclatura orgânica, i) a terminação "AL" indica a função aldeído; ii) "en" indica dupla ligação (alqueno); e iii) "hexadeca" indica que a estrutura é composta por dezesseis átomos de carbono. Logo, as possíveis estruturas moleculares deste composto são:



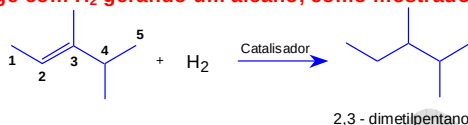
- 00) O 9,11-hexadecadienal apresenta 4 possíveis isômeros geométricos, pois as duplas ligações podem apresentar a geometria cis ou trans.
- 11) Apresenta o grupo funcional aldeído e não o ácido carboxílico.
- 22) Aldeídos sofrem reação de oxidação com $\text{AgNO}_3/\text{NH}_4\text{OH}$ gerando um ácido carboxílico.
- 33) Alcenos sofrem reação de adição de Br_2 gerando brometos de alquila. Neste caso, o 9,11-hexadecadienal apresenta ligações que reagem com o Br_2 , gerando produtos do tipo:



- 44) Os grupos funcionais alceno ($\text{C}=\text{C}$), e alcenos conjugados ($\text{C}=\text{C}=\text{C}$) e aldeído ($\text{H}-\text{C}=\text{O}$) sofrem reações de hidrogenação catalítica gerando alcanos e álcoois, respectivamente.

- 69) (Covest-2002) Reações de hidrogenação catalítica são utilizadas, por exemplo, na indústria alimentícia durante a produção de margarinas. A hidrogenação catalítica de 0,2 mol de 3,4-dimetil-2-penteno forneceu 16,4 g de um único produto. Determine o rendimento percentual da reação. Considere as seguintes massas atômicas (g/mol): $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

O 3,4-dimetil-2-penteno (C_7H_{14}) reage com H_2 gerando um alcano, como mostrado na equação abaixo:



O produto formado é o 2,3-dimetilpentano (C_7H_{16}), cuja massa molecular é $7 \times 12 + 16 \times 1 = 84 + 16 = 100$ g/mol. Foram obtidas 16,4 g do produto; logo, o número de mols do produto formado será:

1 mol $\rightarrow$ 100 g

x mols $\leftarrow$ 16,4 g

$$x = \frac{16,4 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{100 \text{ g}} = 0,164 \text{ mols de 2,3-dimetilpentano.}$$

Se 100% do reagente C_7H_{14} fossem convertidos no produto, o número de mols do produto seria 0,2 mols.

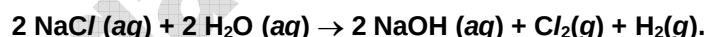
Portanto, o rendimento da reação será:

0,2 mols de 2,3-dimetilpentano $\rightarrow$ 100%

0,164 mols de 2,3-dimetilpentano $\rightarrow$ Y

$$Y = \frac{0,164 \text{ mols} \times 100\%}{0,2 \text{ mols}} = 82\%$$

- 70) (Covest-2002) Uma indústria química utiliza energia elétrica para produzir Cl_2 por eletrólise da solução aquosa de NaCl , de acordo com a equação química balanceada:



Se a produção diária de Cl_2 for $1,42 \times 10^4$ kg, então a produção diária de hidróxido de sódio, em toneladas (10^3 kg), será:

Dados: massas atômicas (g/mol): $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$.

Justificativa:

A eletrólise da solução aquosa de NaCl é representada pela seguinte equação química balanceada:



A produção diária de $\text{Cl}_2 (\text{g})$ é de $1,42 \times 10^4$ kg e a massa molecular do Cl_2 é $2 \times 35,5 = 71$ g/mol. Portanto,

1 mol de $\text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 71$ g

X $\rightarrow 1,42 \times 10^4 \times 10^3$ g

$$X = \frac{1,42 \times 10^7 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{71 \text{ g}} = 2,0 \times 10^5 \text{ mols de } \text{Cl}_2 (\text{g}).$$

São obtidos $2,0 \times 10^5$ mols de cloro.

De acordo com a estequiometria da reação, temos que: para cada mol de cloro gerado são formados 2 mols de NaOH (hidróxido de sódio). Logo, a produção de NaOH diária (em mols) será de $4,0 \times 10^5$ mols.

A massa molecular do NaOH é $23 + 16 + 1 = 40$ g/mol, logo,

1,0 mol de $\text{NaOH} \rightarrow 40$ g

$4,0 \times 10^5$ mols de $\text{NaOH} \rightarrow$ Y

$$Y = \frac{4,0 \times 10^5 \text{ mols} \times 40 \text{ g}}{10 \text{ mol}} = 16,0 \times 10^6 \text{ g} = 16 \times 10^3 \text{ kg} = 16 \text{ toneladas de NaOH.}$$

- 71) (Covest-2002) A combustão de um hidrocarboneto, como o octano, C_8H_{18} , um dos principais componentes da gasolina comum, contribui significativamente para o aumento da concentração de CO_2 na atmosfera, o qual é suspeito de contribuir para o efeito estufa e conseqüente aumento da temperatura média da Terra. Sabendo que, na pressão atmosférica e na temperatura de $0^\circ C$, um gás ideal ocupa o volume de 22,4 L, calcule o volume, em litros, de dióxido de carbono (gás carbônico) liberado pela combustão completa de 5/16 mols de C_8H_{18} , considerando comportamento ideal.

Resp: 16.

Justificativa:

A combustão completa do octano é descrita pela seguinte equação química balanceada:



1 mol de octano $\rightarrow$ 8 mols de dióxido de carbono

5/16 mols de octano $\rightarrow$ X

$$X = \frac{\left(\frac{5}{16}\right) \text{ mols de } C_8H_{18} \times 8 \text{ mols } CO_2}{1,0 \text{ mol de } C_8H_{18}} = 2,5 \text{ mols de } CO_2.$$

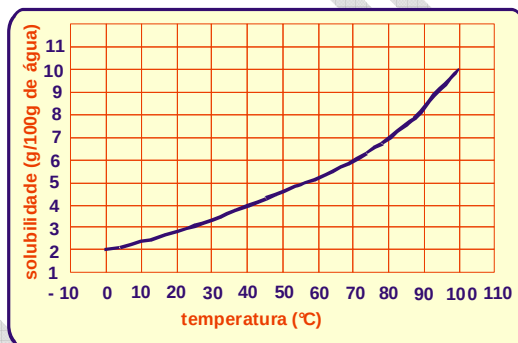
Considerando o CO_2 um gás ideal temos que:

1 mol de $CO_2 \rightarrow 22,4$ L

2,5 mols de $CO_2 \rightarrow Y$

$$Y = \frac{2,5 \text{ mols de } CO_2 \times 22,4 \text{ L}}{1,0 \text{ mol de } CO_2} = 56 \text{ L de } CO_2.$$

- 72) (Covest-2002) A fenilalanina é um aminoácido utilizado como adoçante dietético. O gráfico abaixo representa a variação da solubilidade em água da fenilalanina com relação à temperatura. Determine o volume de água, em mililitros (mL), necessário para dissolver completamente 3,0 g da fenilalanina à temperatura de $40^\circ C$. Considere que a densidade da água a $40^\circ C$ é 1,0 kg/L.



Resp: 75

Justificativa:

De acordo com o gráfico podemos obter a solubilidade da fenilalanina em diferentes temperaturas. Na temperatura de $40^\circ C$ temos que a solubilidade é de 4 g de fenilalanina/100 g de H_2O . Considerando que a densidade da água a $40^\circ C$ é de 1,0 kg/L, temos que 4 g de fenilalanina se dissolve em 100 mL de água.

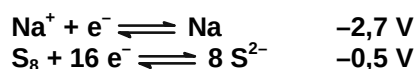
Como se deseja solubilizar 3 g de fenilalanina precisaremos de:

4 g fenilalanina $\rightarrow$ 100 mL de H_2O

3 g fenilalanina $\rightarrow Y$

$$Y = \frac{3 \text{ g} \times 100 \text{ mL}}{4 \text{ g}} = 75 \text{ mL de } H_2O.$$

- 73) (Covest-2002) A pilha secundária ou bateria de sódio-enxofre, utilizada no carro elétrico Ford Ecostar, é uma das mais intrigantes, pois os reagentes são líquidos e o eletrólito é sólido. As semi-reações e seus potenciais de redução padrão são, respectivamente,



Qual é o potencial, em Volts, gerado pela associação em série de cinco destas baterias (pilhas secundárias)?

Resp: 11.

O potencial padrão de uma pilha é calculado pela equação:

$$\varepsilon_{\text{pilha}}^0 = \varepsilon_{\text{redução do catodo}}^0 - \varepsilon_{\text{redução do ânodo}}^0$$

Logo, o potencial de uma célula de sódio-enxofre será:

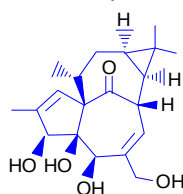
$$\varepsilon_{\text{pilha}}^0 = -0,5\text{V} - (-2,7\text{V}) = 2,2\text{V}$$

O potencial gerado pela associação em série de baterias é dado pelo somatório dos potenciais de cada bateria. Portanto o potencial gerado pela associação em série de 5 baterias de sódio-enxofre será: $5 \times (2,2\text{ V}) = 11\text{ Volts}$

- 74)(Covest-2003) A solubilidade do oxalato de cálcio a 20°C é de 33,0g por 100g de água. Qual a massa, em gramas, de CaC_2O_4 depositada no fundo do recipiente quando 100g de $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$ são adicionados em 200g de água a 20°C ?

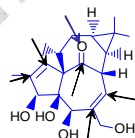
Como a solubilidade do oxalato de cálcio é de 33,0 g por 100 g de água, 200 g de água dissolvem 66,0 g de oxalato de cálcio. Assim, $100\text{ g} - 66\text{ g} = 34\text{ g}$ de CaC_2O_4 ficarão depositados no fundo do recipiente.

- 75)(Covest-2003) A molécula de ingenol é um produto natural extraído de plantas, e seus derivados apresentam inúmeras atividades biológicas, como por exemplo, agentes antileucêmicos e inibidores da reprodução do vírus causador da imunodeficiência humana. Somente após **16 anos** de pesquisas é que a sua síntese total foi finalizada e envolveu **43** etapas com rendimento médio de **80%** por etapa. Sobre a estrutura molecular do ingenol podemos afirmar que:

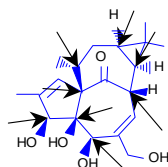


0	0	Possui cinco átomos de carbono e um átomo de oxigênio com hibridização sp^2 .
1	1	Possui oito centros assimétricos (quirais ou estereogênicos).
2	2	Possui funções álcool, aldeído e alqueno.
3	3	Possui anéis de quatro, cinco e sete membros.
4	4	Possui isomeria espacial <i>cis-trans</i> .

0-0) A molécula de ingenol apresenta cinco átomos de carbono com hibridização sp^2 (setas pretas) formando duas ligações $\text{C}=\text{C}$ e uma ligação $\text{C}=\text{O}$, e um átomo de oxigênio com hibridização sp^2 (seta azul) formando a ligação $\text{C}=\text{O}$.

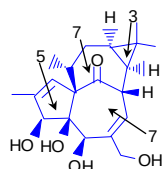


1-1) A molécula apresenta oito centros assimétricos, mostrados na figura (setas pretas).

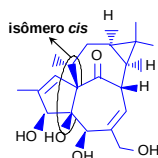


2-2) Os grupos funcionais presentes na molécula são álcool, cetona e alqueno.

3-3) A molécula apresenta anéis de 3, 5 e 7 membros, indicados, pelas setas



4-4) Não existe isomeria *cis-trans* nas duplas ligações (anéis de cinco e sete membros) mas existe isomeria *cis-trans* na junção dos anéis de cinco e sete membros como indicado na figura.



- 76) (Covest-2003) Considere uma mistura de parafina (hidrocarboneto de cadeia longa) finamente dividida e açúcar (**sacarose** – $C_{12}H_{22}O_{11}$) refinado. Selecione os processos de separação, na seqüência indicada, mais adequados para esta mistura.

0	0	Dissolução em água, filtração, evaporação.
1	1	Filtração, evaporação, combustão.
2	2	Dissolução em água, floculação, decantação.
3	3	Destilação fracionada a 50°C.
4	4	Combustão, destilação.

Justificativa: a parafina é insolúvel em água, porém solúvel em solventes orgânicos. A sacarose por sua vez é insolúvel em alguns solventes orgânicos e solúvel em água.

0-0) A dissolução em água solubiliza a sacarose, que após filtração se separa da parafina; a posterior evaporação da solução aquosa leva à obtenção da sacarose.

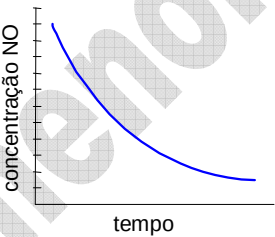
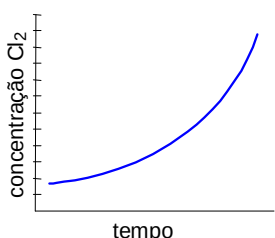
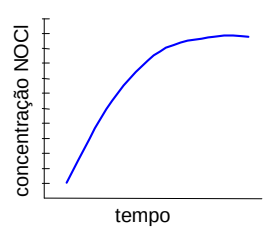
1-1) O processo de filtração não consegue separar inicialmente as duas substâncias que são sólidas.

2-2) A dissolução em água solubiliza a sacarose, mas não a parafina. A floculação não separa a sacarose (em solução) da parafina (não dissolvida), pois pode apenas adsorver a parafina.

3-3) Os compostos constituintes da mistura apresentam pontos de ebulição muito superiores a 50°C e, portanto, não será possível a utilização da destilação fracionada para a separação da mistura.

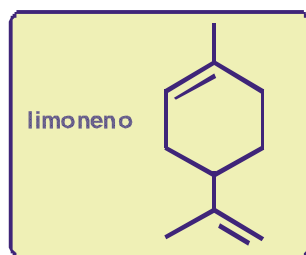
4-4) A combustão da mistura é inviável, pois, os compostos serão transformados em CO_2 e H_2O e, portanto, não serão separados, isto é, a combustão é um processo destrutivo da mistura.

- 77) (Covest-2003) A reação do óxido de nitrogênio com cloro, descoberta em **1914**, foi a primeira reação gasosa elementar trimolecular: $2NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2NOCl(g)$. Sobre a cinética desta reação, podemos afirmar que:

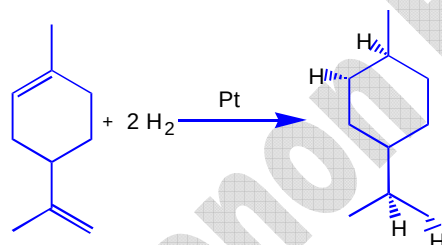
0	0	A variação da concentração de NO com relação ao tempo pode ser representada pelo gráfico:
		
1	1	A variação da concentração de Cl_2 com relação ao tempo pode ser representada pelo gráfico:
		
2	2	A variação da concentração de NOCl com relação ao tempo pode ser representada pelo gráfico:
		
3	3	Se duplicarmos a concentração de NO a velocidade da reação aumenta quatro vezes.
4	4	Se duplicarmos a concentração de Cl_2 a velocidade da reação aumenta quatro vezes.

- 0-0) Sendo NO um reagente, sua concentração diminui com o passar do tempo como ilustrado no gráfico.
 1-1) Sendo Cl₂ um reagente, sua concentração diminui com o passar do tempo e o gráfico mostra sua concentração aumentando à medida que o tempo passa.
 2-2) Sendo NOCl um produto, sua concentração aumenta com o passar do tempo como mostrado no gráfico.
 3-3) Desde que a reação é elementar sua lei de velocidade será: $v = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$, onde k é a constante de velocidade e os colchetes representam concentrações em mol por litro. Portanto, se duplicarmos a concentração de NO a velocidade da reação aumenta quatro vezes.
 4-4) De acordo com o item 3-3), se duplicarmos a concentração de Cl₂ a velocidade da reação duplica.

- 78) (Covest-2003) O odor agradável das cascas de limão e laranja é devido ao limoneno. Qual a massa, em gramas, de hidrogênio gasoso necessária para saturar completamente **2,72 kg** de limoneno na presença de platina metálica (**100%** de rendimento)? Considere as seguintes massas atômicas molares (g/mol): H = 1,0 e C = 12,0.



Resposta: 80



A reação em questão é uma reação de hidrogenação promovida pela platina (catalisador). A reação global, balanceada está ilustrada acima.

Para que ocorra a hidrogenação total com rendimento de 100%, um mol de limoneno reage com 2 mol de H₂. A massa molar do limoneno (C₁₀H₁₆) é 136 g/mol, logo, 2,72 kg de limoneno correspondem a 20 mol, sendo necessário, portanto, 40 mol de H₂ para hidrogenar completamente o limoneno, ou seja, 40 mol x 2 g/mol = 80 g.

- 79) (Covest-2003) Considere os átomos X, Y e Z. O átomo X é um metal alcalino, Y representa um elemento do grupo VA (ou 15) da tabela periódica e Z é um halogênio. Considere que todos os três átomos pertençam ao mesmo período (2º ou 3º). A partir destas informações julgue as afirmativas abaixo:

0	0	O átomo X possui maior afinidade eletrônica que o átomo Z.
1	1	Dos três átomos, o átomo Z possui a maior energia de ionização.
2	2	Os átomos X e Z formarão sólidos cristalinos iônicos.
3	3	O íon X ⁺ possui raio maior que o íon Y ³⁻ .
4	4	Os átomos Y e Z formam moléculas com ligações covalentes polares.

Justificativa: O átomo X = Li ou Na, Y = N ou P, Z = F ou Cl. Afinidade eletrônica, energia de ionização, eletronegatividade, raio iônico são propriedades periódicas.

- 0-0) Os alcalinos (X) possuem afinidade eletrônica (59,8 e 52,9 kJ/mol) menor que os halogênios (322 e 348,7 kJ/mol).
 1-1) Os halogênios (Z) possuem a maior energia de ionização (1681 e 1254,1 kJ/mol) dentre os três átomos (X = 513,3 e 495,8 kJ/mol; e Y = 1402 e 1011,7 kJ/mol).
 2-2) A combinação de alcalinos com halogênios formam cristais iônicos (LiF e NaCl) devido à grande diferença de eletronegatividade (0,98 vs. 3,98 e 0,93 vs. 3,16).
 3-3) Cátions alcalinos sempre têm raios menores (X⁺ = 59 e 102 pm) que ânions do grupo 15 (Y³⁻ = 171 e 212 pm).
 4-4) As moléculas formadas pelos átomos Y e Z (NF₃ e PCl₃) possuem ligações covalentes polares devido pequena diferença de eletronegatividade (3,04 vs. 3,98 e 2,19 vs. 3,16).

- 80) (Covest-2003) A polaridade da molécula é, muitas vezes, determinante para suas propriedades físico-químicas, como por exemplo, pontos de ebulição e fusão, e solubilidade. Os momentos dipolares das moléculas NF_3 e BF_3 são **0,235 D** e **0 D**, respectivamente. Sobre a polaridade destas moléculas julgue os itens abaixo:

0	0	A molécula BF_3 é menos polar do que NF_3 porque o boro é mais eletronegativo que o nitrogênio.
1	1	A molécula BF_3 é apolar porque tem estrutura trigonal planar.
2	2	A molécula NF_3 é polar porque tem estrutura trigonal planar.
3	3	A molécula NF_3 é mais polar que BF_3 porque o nitrogênio é mais eletronegativo que o boro.
4	4	A molécula NF_3 é polar porque tem estrutura piramidal e hibridização sp^3 do átomo central.

Justificativa: o momento dipolar molecular é uma quantidade vetorial, e pode ser aproximado pela soma vetorial dos dipolos das ligações.

0-0) A molécula BF_3 tem estrutura trigonal planar (simetria D_{3h}) e a soma vetorial dos dipolos das ligações se anula, tornando-a apolar, e a molécula NF_3 tem estrutura piramidal (simetria C_{3v}) e a soma vetorial dos dipolos das ligações não se anula, tornando-a polar. Logo, a razão para a molécula BF_3 ser menos polar (apolar) do que NF_3 é devido à estrutura molecular e não à diferença de eletronegatividade.

1-1) Ver o item 0-0).

2-2) Ver o item 0-0).

3-3) Ver o item 0-0).

4-4) De acordo com a estrutura de Lewis, a molécula NF_3 apresenta um par de elétrons isolado e três ligações covalentes, caracterizando uma hibridização sp^3 do átomo de N e estrutura piramidal. A soma vetorial dos dipolos das ligações N-F é diferente de zero, e logo, a molécula deve ser polar.

- 81) (Covest-2003) Uma profissional em química, responsável por um laboratório de análises, recebeu três frascos contendo substâncias diferentes, puras, sólidas e em forma de pó, de um órgão Federal. Este órgão forneceu a seguinte lista dos possíveis compostos que poderiam estar contidos nos frascos: sacarose, cloreto de sódio, fenol, glicose, nitrato de potássio, benzaldeído, sulfato de sódio, ácido benzóico, hipoclorito de sódio, ácido cítrico e carbonato de cálcio. Estes frascos foram rotulados como: Amostra A, Amostra B e Amostra C. Alguns experimentos e medidas foram realizados a 25°C e estão apresentados na tabela a seguir.

Experimento	Amostra A	Amostra B	Amostra C
Solubilidade em água	solúvel	solúvel	solúvel
Condutividade iônica da solução aquosa	Nula	alta	média
pH da solução aquosa	igual a 7	Igual a 7	menor que 7
Produtos de combustão com $\text{O}_2(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	ausência de $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

A partir dos dados acima, as amostras A, B e C contêm, respectivamente,

0	0	sacarose, cloreto sódio, ácido cítrico.
1	1	nitrato de potássio, glicose, benzaldeído.
2	2	benzaldeído, sulfato de sódio, ácido benzóico.
3	3	fenol, ácido benzóico, hipoclorito de sódio.
4	4	cloreto de sódio, carbonato de cálcio, ácido benzóico.

0-0) A alternativa é verdadeira. A sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) possui alta solubilidade em água, não se dissocia em água produzindo íons, por conseguinte uma solução aquosa de sacarose apresentará baixa condutividade iônica e pH igual a 7. Sendo constituído de carbono, oxigênio e hidrogênio, os produtos da combustão da sacarose serão $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. O cloreto de sódio (NaCl) é solúvel em água, se dissocia em íons $\text{Na}^+(\text{aq.})$ e $\text{Cl}^-(\text{aq.})$ em solução aquosa responsáveis pela alta condutividade iônica da solução. Sendo obtido através da reação de neutralização entre um ácido forte (HCl) e uma base forte (NaOH), o pH resultante de uma solução aquosa de NaCl será igual a 7. A combustão do NaCl , não fornecerá $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. O ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) é solúvel em água. Sendo um ácido fraco, possui baixa dissociação em íons citrato e H^+ , responsáveis por uma condutividade iônica média e um pH menor que 7 (ácido).

1-1) O nitrato de potássio (KNO_3) não fornece $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ como produtos de combustão, além de apresentar alta condutividade iônica em água.

2-2) O benzaldeído ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$) é solúvel em água, não se dissocia, portanto, não apresenta condutividade iônica, seu pH é igual a 7 e fornece, após a combustão, $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ como produtos. O sulfato de sódio (Na_2SO_4) se origina da reação de neutralização entre um ácido forte H_2SO_4 e uma base forte (NaOH) fornecendo um sal neutro, cuja solução aquosa apresenta pH igual a 7. A solução aquosa de Na_2SO_4 apresenta alta condutividade iônica devido à dissociação do Na_2SO_4 em íons Na^+ e SO_4^{2-} . A combustão do Na_2SO_4 não fornece $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

- 3-3) Fenol (C_6H_5OH) possui pH ligeiramente menor que 7, ácido benzóico (C_6H_5COOH) possui pH menor que 7 e o hipoclorito de sódio ($NaClO$), possui pH maior que 7, devido ao fato de ser resultante da reação de neutralização entre uma base forte ($NaOH$) e um ácido fraco ($HClO$).
- 4-4) O cloreto de sódio ($NaCl$) não fornece $CO_2(g)$ e $H_2O(g)$ como produtos de combustão, além de apresentar alta condutividade iônica em água. O carbonato de cálcio ($CaCO_3$) não fornece $CO_2(g)$ e $H_2O(g)$ como produtos resultantes da combustão.

- 82) (Covest-2003) A variação de entropia de processos físicos e químicos é importante para a espontaneidade dos mesmos. Os processos abaixo apresentam variação positiva de entropia:

0	0	Cristalização de um sólido a partir da solução.
1	1	Evaporação do metanol.
2	2	Precipitação de $AgCl$ a partir de uma solução aquosa de $AgNO_3$ e $NaCl$.
3	3	$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$.
4	4	Fusão do sódio metálico.

Justificativa: a entropia está associada ao número de estados acessíveis ao sistema, que é proporcional ao grau de desordem do mesmo.

0-0) $\Delta S = S(\text{cristal}) - S(\text{solução}) < 0$, pois a solução contendo cristais é um sistema mais organizado que a solução contendo íons ou moléculas dissolvidas.

1-1) $\Delta S = S(\text{vapor}) - S(\text{líquido}) > 0$, pois o vapor (estado gasoso) é muito mais desordenado que o estado líquido.

2-2) $\Delta S = S(\text{cristal}) - S(\text{solução}) < 0$, pois a solução contendo cristais, $AgCl(s)$, é um sistema mais organizado que a solução contendo íons, $Ag^+(aq)$, $Na^+(aq)$, $NO_3^-(aq)$, $Cl^-(aq)$.

3-3) $\Delta S = S(\text{gás} + \text{líquido} + \text{íons dissociados}) - S(\text{sólido} + \text{íons dissociados}) > 0$, pois os estados gasosos e líquidos são muito mais desordenados que os estados sólidos.

4-4) $\Delta S = S(\text{líquido}) - S(\text{sólido}) > 0$, pois o estado líquido é mais desordenado que o estado sólido.

- 83) (Covest-2003) Considere a seguinte reação,



Com relação a esta reação podemos dizer:

0	0	Trata-se de uma reação de hidrogenação.
1	1	Os compostos X e Y são ácido propanóico e etanol.
2	2	O composto Z formado na reação é o CO_2 .
3	3	Os compostos X e Y são ácido etanóico e propanol.
4	4	Trata-se de uma reação de condensação.

Justificativa: O propanoato de etila é um éster e tem estrutura molecular $CH_3CH_2COOCH_2CH_3$. É formado a partir da reação entre o ácido propanóico (CH_3CH_2COOH) e o etanol (álcool etílico - $HOCH_2CH_3$) em meio ácido, com a formação de água. Logo, é uma reação de esterificação ou condensação.

0-0) Esta é uma reação de esterificação ou condensação.

1-1) A reação entre o ácido propanóico (X) e o etanol (Y) em meio ácido fornece o propanoato de etila.

2-2) O composto Z formado é água (H_2O).

3-3) A reação entre o ácido etanóico (CH_3COOH) e propanol ($HOCH_2CH_2CH_3$) em meio ácido fornece o etanoato de propila ($CH_3COOCH_2CH_2CH_3$).

4-4) A reação de um ácido carboxílico com um álcool em meio ácido é de condensação entre a função ácido carboxílico e a função álcool fornecendo o éster e água.

- 84) (Covest-2003) A constante de equilíbrio a **298 K** para a reação $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, é igual a **1,0**. Num recipiente fechado, a 298 K, foi preparada uma mistura dos gases N_2O_4 e NO_2 com pressões parciais iniciais de **2,0** e **1,0 bar**, respectivamente. Com relação a esta mistura reacional a **298 K**, pode-se afirmar que:

0	0	Está em equilíbrio.
1	1	No equilíbrio, a pressão parcial do gás N_2O_4 será maior que sua pressão parcial inicial.
2	2	No equilíbrio, a pressão parcial do gás NO_2 será maior que sua pressão parcial inicial.
3	3	No equilíbrio, as pressões parciais do N_2O_4 e NO_2 serão as mesmas que as iniciais.
4	4	No equilíbrio, a velocidade da reação direta será igual à velocidade da reação inversa.

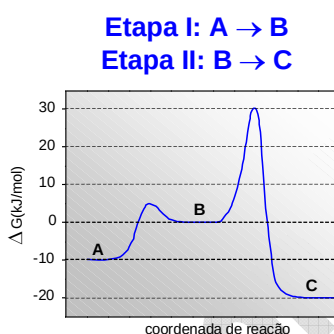
0-0) Para as condições iniciais dadas, o quociente de reação,

$$Q = \frac{(P_{\text{NO}_2}/P^0)^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}/P^0} = \frac{(10 \text{ bar}/1 \text{ bar})^2}{(2,0 \text{ bar}/1 \text{ bar})} = 0,5 \neq 1,0 = K$$

(a constante de equilíbrio), logo, a mistura não está em equilíbrio.

- 1-1) Como $Q (= 0,5) < K (= 1,0)$, temos que a reação ocorre no sentido dos produtos, isto é, aumenta a pressão parcial de NO_2 (produto) e diminui a pressão parcial de N_2O_4 (reagente) para tornar $Q = K$. Assim, no equilíbrio, a pressão parcial do gás N_2O_4 será menor que sua pressão parcial inicial.
- 2-2) De acordo com o item 1-1), no equilíbrio, a pressão parcial do gás NO_2 será maior que sua pressão parcial inicial.
- 3-3) De acordo com o item 1-1), no equilíbrio, as pressões parciais dos gases serão diferentes das pressões parciais iniciais.
- 4-4) A condição dinâmica do equilíbrio químico impõe que as velocidades das reações direta e inversa sejam iguais para satisfazer a condição de equilíbrio.

85) (Covest-2003) O gráfico ilustra a variação da energia livre ao longo de uma reação química, que ocorre em duas etapas:



A partir da análise do gráfico julgue as alternativas abaixo:

0	0	A etapa I é espontânea.
1	1	A etapa II é a etapa determinante da velocidade da reação global.
2	2	A substância B é um intermediário da reação.
3	3	A reação global $A \rightarrow C$ é espontânea.
4	4	A reação inversa $C \rightarrow B$ apresenta energia livre de Gibbs de ativação igual a 20 kJ/mol.

0-0) O gráfico ilustra um aumento na energia livre para a etapa I: $\Delta G = \Delta G(B) - \Delta G(A) = 0 - (-10) = 10 \text{ kJ/mol}$, logo, não é espontânea.

- 1-1) A etapa II é a etapa mais lenta, uma vez que é a etapa que possui maior energia livre de ativação ($\Delta_a G$). De acordo com o gráfico, a etapa I apresenta $\Delta_a G = 15 \text{ kJ/mol}$ e a etapa II, $\Delta_a G = 30 \text{ kJ/mol}$.
- 2-2) A substância B é formada na primeira etapa da reação e é consumida na segunda etapa, sendo, portanto, um intermediário da reação.
- 3-3) O gráfico ilustra uma diminuição na energia livre da reação: $\Delta_r G = -10 \text{ kJ/mol}$, logo será espontânea na direção indicada.
- 4-4) De acordo com o gráfico, a energia livre de Gibbs de ativação para a reação inversa é igual a $30 - (-20) = 50 \text{ kJ/mol}$.

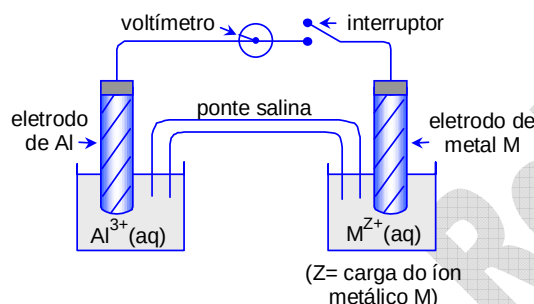
86) (Covest-2003) O magnésio é utilizado atualmente nas indústrias espacial, aeronáutica e de aparelhos ópticos, pois forma ligas leves e resistentes, comparado com outros metais, como alumínio e ferro. O magnésio metálico é produzido a partir da eletrólise do cloreto de magnésio fundido (o processo Dow), obtido da água do mar. Sobre este processo de produção de magnésio metálico pode-se afirmar que:

0	0	É um processo espontâneo.
1	1	Uma das semi-reações pode ser representada por: $\text{Mg}^{2+}(\text{fundido}) + 2e^- \rightarrow \text{Mg}(l)$.
2	2	Uma das semi-reações pode ser representada por: $\text{Cl}^-(\text{fundido}) + e^- \rightarrow \text{Cl}^{2-}(\text{fundido})$.
3	3	A reação global é representada por: $\text{MgCl}_2(\text{fundido}) \rightarrow \text{Mg}(l) + 2\text{Cl}^-(\text{fundido})$.
4	4	São consumidos 4 mol de elétrons para a formação de 2 mol de $\text{Mg}(l)$.

Resposta: F V F F V

- 0-0) Eletrólise é um processo não-espontâneo que ocorre somente com a presença de uma fonte externa de eletricidade.
- 1-1) No cátodo, o eletrodo ligado ao pólo negativo da bateria, ocorre a semi-reação de redução: $\text{Mg}^{2+}(\text{fundido}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{l})$
- 2-2) No ânodo, o eletrodo ligado ao pólo positivo da bateria, ocorre a semi-reação de oxidação: $2\text{Cl}^-(\text{fundido}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$
- 3-3) Somando as semi-reações de redução e oxidação, apresentadas nos itens 1-1) e 2-2), tem-se a reação global: $\text{MgCl}_2(\text{fundido}) \rightarrow \text{Mg}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- 4-4) 2 mol de elétrons são necessários para a formação de 1 mol de $\text{Mg}(\text{l})$ (ver item 1-1)); portanto, 4 mol de elétrons são necessários para a formação de 2 mol de $\text{Mg}(\text{l})$

87) (Covest-2003) O desenvolvimento de novas baterias recarregáveis é importante para a miniaturização de equipamentos portáteis (celulares) e médicos (marca-passos). A escolha dos materiais ativos destas baterias envolve inúmeras variáveis, como, diferença de potencial gerada, toxicidade, custo etc. Considere o esquema de uma pilha apresentado abaixo e os dados de potenciais padrão de eletrodos (E^0), do quadro a seguir:



Semi-reação	E^0 (V)
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,36

Com relação a esta pilha, após o interruptor ser fechado, julgue as afirmativas abaixo se baseando nos dados de potencial padrão:

0	0	Quando $\text{M} = \text{Zn}(\text{s})$, o alumínio se reduzirá.
1	1	Quando $\text{M} = \text{Ag}(\text{s})$, o voltímetro marcará o valor 0,86 V.
2	2	Quando $\text{M} = \text{Mg}(\text{s})$, ocorrerá um fluxo de elétrons do eletrodo de Mg para o de Al.
3	3	Quando $\text{M} = \text{Pb}(\text{s})$, o eletrodo de Pb será consumido.
4	4	Quando $\text{M} = \text{Cu}(\text{s})$, a seguinte semi-reação ocorrerá: $\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$.

Resposta: F F V F F

Justificativa: O potencial da pilha, $E = E^0(\text{cátodo}) - E^0(\text{ânodo})$, é sempre positivo.

- 0-0) $E = (-0,76) - (-1,66) = 0,90$ V, temos as seguintes semi-reações ocorrendo no cátodo: $3\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 3\text{Zn}(\text{s})$ e no ânodo: $2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{e}^-$. Logo, o zinco é reduzido.
- 1-1) $E = (+0,80) - (-1,66) = 2,46$ V, temos as seguintes semi-reações ocorrendo no cátodo: $3\text{Ag}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow 3\text{Ag}(\text{s})$ e no ânodo: $\text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$. Logo, o valor que o voltímetro marcará é 2,46 V.
- 2-2) $E = (-1,66) - (-2,36) = 0,70$ V, temos as seguintes semi-reações ocorrendo no cátodo: $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$ e no ânodo: $\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$. Logo, o alumínio se reduz, recebendo elétrons provenientes da oxidação do Mg, sendo então o fluxo de elétrons no sentido do eletrodo de Mg para o eletrodo de Al.
- 3-3) $E = (-0,13) - (-1,66) = 1,53$ V, temos as seguintes semi-reações ocorrendo no cátodo: $3\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 3\text{Pb}(\text{s})$ e no ânodo: $2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{e}^-$. Logo, o eletrodo de Al será consumido.
- 4-4) $E = (+0,34) - (-1,66) = 2,00$ V, temos as seguintes semi-reações ocorrendo no cátodo: $3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 3\text{Cu}(\text{s})$ e no ânodo: $2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{e}^-$.

- 88) (Covest-2003) O etino (acetileno) é um material de partida importante para inúmeros processos da indústria química. A sua reação controlada com Cl_2 fornece dois produtos diclorados de fácil separação, pois um é polar e o outro apolar. Sobre esta reação e seus produtos podemos afirmar que:

0	0	o produto polar é o <i>trans</i> -dicloroeteno.
1	1	esta é uma reação de oxidação.
2	2	o <i>cis</i> -dicloroeteno apresenta temperatura de ebulição maior que o <i>trans</i> -dicloroeteno.
3	3	esta é uma reação de eliminação oxidativa.
4	4	os produtos formados são tautômeros.

Resposta: F V V F F

Justificativa: A adição controlada de um mol de Cl_2 à tripla ligação do acetileno leva à formação dos isômeros *cis*-dicloroeteno e *trans*-dicloroeteno.

- 0-0) o *trans*-dicloroeteno é o produto apolar, pois, a soma vetorial dos dipolos das ligações C-Cl fornece um vetor momento de dipolo resultante nulo.
- 1-1) o número de oxidação dos átomos de carbono no etino (-1), HCCH , aumenta de uma unidade no dicloroeteno (0), HC/CCC/H , sofrendo, portanto, oxidação.
- 2-2) o isômero *cis* é polar, e portanto, as interações intermoleculares serão mais fortes, resultando numa maior temperatura de ebulição quando comparado com o isômero *trans* que é apolar.
- 3-3) de acordo com o item 1-1) a reação é um exemplo de adição oxidativa.
- 4-4) os produtos formados são isômeros de posição e não de função, que é o caso de tautômeros, que envolvem isômeros com grupos funcionais diferentes, por exemplo, ceto-enol, imina-amina.
- 89) (Covest-2003) As características ácidas e básicas de soluções aquosas são importantes para outras áreas além da Química, como, por exemplo, a Saúde Pública, a Biologia, a Ecologia, e Materiais. Estas características das soluções aquosas são quantificadas pelo pH, cuja escala é definida em termos da constante de ionização da água (K_w) a uma dada temperatura. Por exemplo, a 25°C a constante de ionização da água é 10^{-14} e a 63°C é 10^{-13} . Sobre o pH de soluções aquosas a 63°C julgue os itens abaixo:

0	0	$\text{pH} + \text{pOH} = 13$.
1	1	Água pura (neutra) apresenta pH igual a 6,5.
2	2	Água pura (neutra) apresenta pH igual a 7,0.
3	3	Uma solução com pH igual a 6,7 é ácida.
4	4	A concentração de íons hidroxila na água pura (neutra) é igual 10^{-7} mol/L.

- 90) (Covest-2004) Ao longo da história da ciência, diversos modelos atômicos foram propostos até chegarmos ao modelo atual. Com relação ao modelo atômico de Rutherford, podemos afirmar que:

0	0	Foi baseado em experimentos com eletrólise de solução de sais de ouro.
1	1	É um modelo nuclear que mostra o fato de a matéria ter sua massa concentrada em um pequeno núcleo.
2	2	É um modelo que apresenta a matéria como sendo constituída por elétrons (partículas de carga negativa) em contato direto com prótons (partículas com carga positiva).
3	3	Não dá qualquer informação sobre a existência de nêutrons.
4	4	Foi deduzido a partir de experimentos de bombardeamento de finas lâminas de um metal por partículas α .

- 91) (Covest-2004) O núcleo atômico de alguns elementos é bastante instável e sofre processos radioativos para remover sua instabilidade. Sobre os três tipos de radiações α , β e γ , podemos dizer que:

0	0	Ao emitir radiação α , um núcleo tem seu número de massa aumentado.
1	1	Ao emitir radiação β , um núcleo tem seu número de massa inalterado.
2	2	A radiação α é constituída por núcleos de átomos de hélio.
3	3	Ao emitir radiação γ , um núcleo não sofre alteração em sua massa.
4	4	Ao emitir radiação β , um núcleo tem seu número atômico aumentado em uma unidade.

- 92) (Covest-2004) Interações intermoleculares são importantes na natureza, pois determinam várias propriedades de diversas moléculas, muitas delas vitais para os seres vivos, tais como as moléculas de água e de proteínas. Sobre este assunto, analise as proposições a seguir.

0	0	O álcool etílico (etanol) apresenta interações do tipo ligações de hidrogênio.
1	1	A molécula de água apresenta interações do tipo ligações de hidrogênio.
2	2	A molécula de água apresenta interações do tipo dipolo-dipolo.
3	3	A molécula do dióxido de carbono apresenta interações do tipo dipolo induzido.
4	4	O ponto de ebulição dos álcoois é mais alto do que os dos respectivos ácidos carboxílicos, em grande parte porque o número de ligações de hidrogênio nos ácidos é menor do que nos álcoois.

- 93) (Covest-2004) O trifluoreto de boro é um composto bastante reativo e muito utilizado em sínteses químicas. Sabendo-se os números atômicos do boro ($Z = 5$) e do flúor ($Z = 9$), podemos deduzir algumas características deste composto, tais como:

0	0	Possui geometria piramidal de base triangular com o boro, no topo da pirâmide, e com três átomos de flúor, na base.
1	1	A ligação B – F é polar, já que o flúor é um elemento mais eletronegativo que o boro.
2	2	A molécula do trifluoreto de boro é apolar por conta de sua simetria.
3	3	O boro apresenta hibridização de seus orbitais, do tipo sp^3 .
4	4	Apesar de fazer ligações covalentes com o flúor, o boro ainda possui orbitais vazios, o que torna o trifluoreto de boro um ácido de Lewis.

- 94) (Covest-2004) A água oxigenada ou peróxido de hidrogênio (H_2O_2), é vendida nas farmácias com concentrações em termos de “volumes”, que correspondem à relação entre o volume de gás O_2 , liberado após completa decomposição do H_2O_2 , e o volume da solução aquosa. Sabendo que a equação química de decomposição da água oxigenada é $H_2O_{2(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + 1/2 O_{2(g)}$, calcule a concentração molar de uma solução de água oxigenada de 24,4 volumes a $25^\circ C$ e 1 atm.
Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \times L / K \times \text{mol}$.

Resp: 2,0 mol/L.

- 95) (Covest-2004) Um frasco de 22,4 L contém 2,0 mol de H_2 e 1,0 mol de N_2 , a $273,15 K$. Podemos afirmar que:
Dado: ($R = 0,082 \text{ atm} \times L / \text{mol} \times K$).

0	0	As frações molares de H_2 e N_2 são respectivamente $2/3$ e $1/3$.
1	1	As pressões parciais de H_2 e N_2 são respectivamente 2,0 atm e 1,0 atm.
2	2	A pressão total no vaso é de 3,0 atm.
3	3	Ao comprimirmos os gases, até a metade do volume inicial do frasco, teremos uma pressão de 1,5 atm.
4	4	Os gases H_2 e N_2 possuem densidades diferentes e, por isso, não se misturam.

0 – $0 \times 1 = n_1 : (n_1 + n_2) = 2/3$ e $x_2 = n_2 : (n_1 + n_2) = 1/3$.

1 – 1 A pressão de 1 mol de gás em 22,4 L é de 1,0 atm, como:

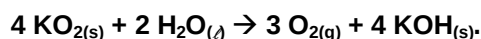
H_2 tem 2 mol $\rightarrow p = 2 \text{ atm}$; N_2 tem 1 mol $\rightarrow p = 1 \text{ atm}$.

2 – 2 A pressão total é a soma das pressões parciais, isto é, $p_T = 2 + 1 = 3 \text{ atm}$.

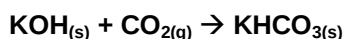
3 – 3 Ao comprimirmos o vaso até à metade do volume a pressão dobra (lei de Boyle e Mariotte)

4 – 4 A mistura de gases é homogênea.

- 96) (Covest-2004) Superóxido de potássio, KO_2 , é utilizado em equipamentos de respiração em sistemas fechados para remover o dióxido de carbono e a água do ar exalado. A remoção da água gera oxigênio para a respiração pela reação:



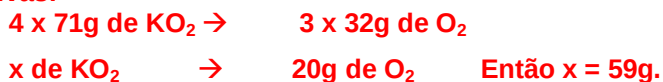
O hidróxido de potássio remove o dióxido de carbono do equipamento pela reação:



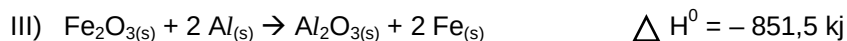
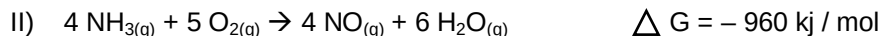
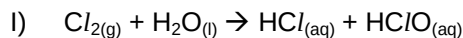
Qual a massa de superóxido de potássio necessária para gerar 20g de O_2 ?

Dados: $K = 39g/mol$; $H = 1g/mol$; $O = 16g/mol$.

Resp: 59 g.

Justificativas:

97) (Covest-2004) Considere as equações químicas escritas a seguir.



Com base nos dados acima, pode-se afirmar que:

0	0	(I) representa uma reação onde ocorre aumento de entropia.
1	1	(II) representa uma reação química espontânea.
2	2	Todas as equações representam reações de oxi-redução.
3	3	(III) representa uma reação química fortemente endotérmica, nas condições padrão.
4	4	As três equações acima são equações termoquímicas.

98) (Covest-2004) Uma reação foi preparada pela mistura de 0,100 mol de SO_2 , 0,200 mol de NO_2 , 0,100 mol de NO e 0,150 mol de SO_3 em um recipiente de reação de 5,0 L. Deixa-se que a reação abaixo atinja o equilíbrio a 460°C , quando $K_c = 85,0$.



Com relação a esta reação, podemos dizer que:

0	0	Diminuindo o volume do recipiente, o equilíbrio se desloca para a direita.
1	1	Aumentando a temperatura da reação, ocorre uma alteração na posição do equilíbrio, mas a constante de equilíbrio continua constante.
2	2	As concentrações iniciais de NO e SO_2 são iguais a 0,020 mol/L.
3	3	Com as condições iniciais, o quociente da reação é 3/4.
4	4	A partir das condições iniciais dadas, a reação ocorre da esquerda para a direita até atingir o equilíbrio.

Justificativas:

0 – 0 Diminuindo o volume o equilíbrio não se desloca, pois o número mol dos reagentes gasosos é igual ao número de mol dos produtos gasosos.

1 – 1 Aumentando a temperatura há deslocamento do equilíbrio e do valor da constante de equilíbrio.

2 – 2 $[\text{NO}] = [\text{SO}_2] = 0,100 : 5 = 0,020 \text{ mol/L}$.

3 – 3 $Q_c = \frac{[\text{NO}] \cdot [\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{NO}_2]} = \frac{(0,020 \times 0,030)}{(0,020 \times 0,040)} = 3/4$.

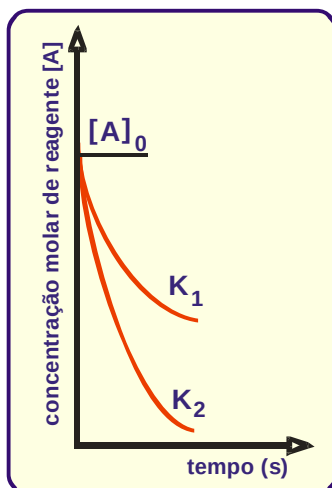
4 – 4 $Q_c = 3/4 < K_c$.

99) (Covest-2004) O dióxido de enxofre é produzido como subproduto da queima de combustíveis fósseis. Pode-se combinar com água e formar ácido sulfuroso, um ácido fraco, que se dissocia em:



0	0	H_2SO_3 é um ácido de Bronsted, e o HSO_3^- sua base conjugada.
1	1	O pH de uma solução aquosa de H_2SO_3 é maior que sete a 25°C .
2	2	Uma solução aquosa 1 molar de H_2SO_3 contém íons hidrônio numa concentração 1 molar.
3	3	O íon HSO_3^- também pode ser considerado um ácido, pois em meio aquoso pode produzir H_3O^+ e SO_3^{2-} .
4	4	O íon SO_3^{2-} deve ser uma base mais fraca que o íon HSO_3^- .

100)(Covest-2004) A figura abaixo mostra como a concentração de um reagente “A” varia com o tempo em duas reações que apresentam cinética de primeira ordem. K_1 e K_2 são as constantes de velocidade.



0	0	A lei de velocidade das reações em estudo é dada por $v = K.[A]$.
1	1	A unidade da constante de velocidade é dada por mol/L.s.
2	2	Pelo gráfico dado, $K_1 < K_2$. e, portanto, a reação 1 é mais rápida que a reação 2.
3	3	O tempo de meia-vida da reação 2 é menor que o da reação 1.
4	4	Se a concentração de “A” duplicar, a velocidade da reação quadruplicará.

V F V F F

Justificativas:

0 – 0 Sim, a reação é de primeira ordem.

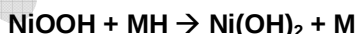
1 – 1 Falso, pois a unidade da constante de velocidade de uma reação de primeira ordem é 1/s.

2 – 2 Sim, pois no mesmo tempo maior variação $[A]$ em 2 do que em 1, isto implica que $K_2 > K_1$.

3 – 3 Falso, pois a constante e a meia-vida são inversamente proporcionais, então se $K_2 > K_1$ teremos $t_{1/2} < t_{1/2}$.

4 – 4 Falso, pois se a concentração de “A” duplicar a velocidade da reação duplicará.

101)(Covest-2004) Uma bateria de telefone celular comum é a bateria de níquel-hidreto metálico. Nesta bateria, a reação global, escrita no sentido de descarga, é:



Onde “M” é um metal capaz de se ligar ao hidrogênio e formar um hidreto metálico (MH). A partir desta equação química, podemos afirmar que:

0	0	O estado de oxidação do hidrogênio em MH é +1.
1	1	O NiOOH é o cátodo na célula.
2	2	O estado de oxidação do níquel em Ni(OH)_2 é +2.
3	3	Para cada mol de Ni(OH)_2 produzido, 2 mols de elétrons são transferidos do ânodo para o cátodo.
4	4	O agente redutor nesta reação é o hidreto metálico.

F V V F V

0 – 0 Nos hidretos metálicos o hidrogênio tem Nox igual a – 1.

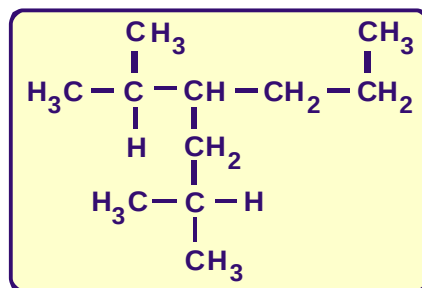
1 – 1 O níquel passa +3 para +3 e, portanto sofre redução. A redução ocorre no cátodo.

2 – 2 Como cada oxidrila tem carga – 1 e existem duas oxidrilas o Nox do níquel é +2.

3 – 3 Como a variação do Nox do níquel é de – 1, somente um mol de elétrons é transferido por mol de Ni(OH)_2 produzido.

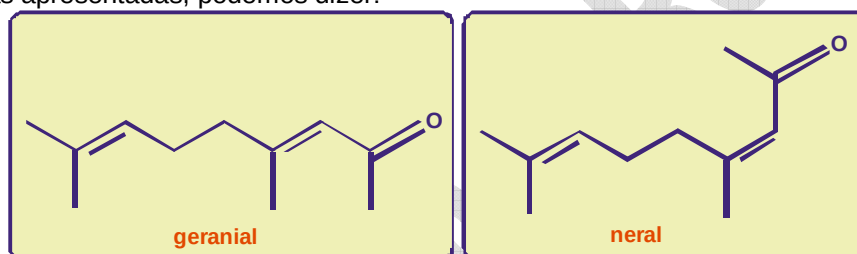
4 – 4 O hidreto sendo oxidado provoca a redução do níquel.

102)(Covest-2004) De acordo com a estrutura do composto orgânico, cuja fórmula está esquematizada a seguir, podemos dizer:



0	0	O composto acima é um hidrocarboneto de fórmula molecular $C_{11}H_{24}$.
1	1	O composto acima apresenta somente carbonos sp^3 .
2	2	O nome correto do composto acima, segundo a IUPAC, é 2-metil-4-isopropil-heptano.
3	3	O composto acima é um carboidrato de fórmula $C_{11}H_{24}$.
4	4	O hidrocarboneto aromático acima possui ligações σ e π .

103)(Covest-2004) O citral é uma mistura de isômeros (geranial e neral), obtida a partir do óleo essencial do limão. Devido ao seu odor agradável, é bastante utilizado na preparação de perfumes cítricos. A partir das estruturas apresentadas, podemos dizer:

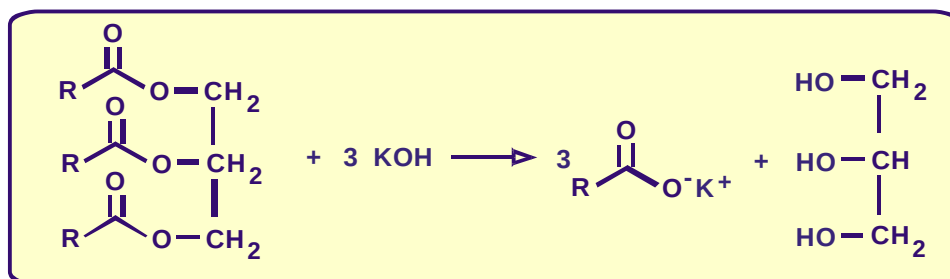


0	0	O geranial é o isômero trans (ou E) e o neral é o isômero cis (ou Z).
1	1	O geranial e neral apresentam a mesma fórmula molecular $C_9H_{14}O$.
2	2	Geranial e neral apresentam uma carbonila como grupo funcional e, por isso, são chamados de cetonas.
3	3	Geranial e neral são terpenos que apresentam isomeria espacial (óptica).
4	4	Geranial e neral apresentam dupla ligação conjugada a uma carbonila.

104)(Covest-2004) Sobre as propriedades de alguns compostos orgânicos, podemos afirmar:

0	0	Os álcoois apresentam uma hidroxila ligada ao carbono como grupo funcional, podendo formar pontes de hidrogênio.
1	1	Os ácidos carboxílicos não formam pontes de hidrogênio e, por isso, apresentam ponto de ebulição muito baixo.
2	2	Os ésteres, as cetonas, os aldeídos, os ácidos carboxílicos e as amidas têm em comum o grupo funcional carbonila.
3	3	Os aldeídos, assim como os álcoois, possuem uma hidroxila como grupo funcional.
4	4	As aminas são compostos que apresentam uma ligação carbono-nitrogênio, como grupo funcional e apresentam um caráter básico.

105)(Covest-2004) Saponificação é o nome dado para a reação de hidrólise de ésteres graxos (óleos e gordura) na presença de uma base forte:



A partir da equação química de saponificação, podemos afirmar:

0	0	Um dos produtos da saponificação é o sal de um ácido carboxílico de cadeia carbonila (R –) longa.
1	1	Os sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa formam micelas em meio aquoso e, por isso, são utilizados como produto de limpeza.
2	2	Um segundo produto da reação de saponificação é a glicerina (triol).
3	3	A glicerina pode ser utilizada como produto de partida para a preparação de explosivos (trinitroglicerina).
4	4	Os ácidos carboxílicos de cadeia longa também formam micelas e, por isso, são solúveis em meio aquoso, assim como os respectivos sais.

V V V V F

Justificativa

4 – 4 Os ácidos carboxílicos de cadeia longa são apolares, não apresentando carga dentro da molécula e, portanto não são capazes de formar micelas.

106)(Covest-2005) Um elemento químico foi investigado por um grupo de pesquisadores que obteve as seguintes informações a respeito de seu átomo:

- (I) Número de camadas eletrônicas: 3
- (II) Número de elétrons na última camada: >3
- (III) Número de elétrons desemparelhados: 2

Estas informações permitem que algumas das características deste elemento sejam conhecidas. Entre elas podemos destacar:

0	0	O elemento é um metal.
1	1	O elemento pode realizar ligações covalentes.
2	2	O elemento possui orbitais "s" totalmente preenchidos.
3	3	O elemento pode fazer ligações com o oxigênio (Z=8).
4	4	Relacionado a ligações covalentes do tipo sigma, este elemento pode realizar no máximo 2 ligações.

Com as informações, pode-se concluir que existem dois números atômicos possíveis para o elemento em questão: Z= 14 ou Z = 16.

0-0) Falsa. Pelas informações pode-se deduzir que o elemento em questão é um elemento típico, localizado no lado superior direito da tabela periódica e, portanto, um não-metal ou, no máximo, um semimetal.

1-1 Verdadeira. Sendo um não-metal, este elemento pode realizar ligações covalentes.

2-2) Verdadeira. Possuindo mais de 3 elétrons na última camada implica que os orbitais "s" estão totalmente preenchidos.

3-3) Verdadeira. Praticamente todos os elementos da tabela periódica se ligam ao oxigênio.

4-4) Falsa. Através de hibridização, por exemplo, o possível elemento de Z=14 poderia realizar 4 ligações sigma (híbridos sp^3), e o elemento de Z=16 poderia realizar 6 ligações (híbridos sp^3d^2).

107)(Covest-2005) Analisando a tabela abaixo, pode-se afirmar o que segue:

Isótopos do Hidrogênio Isótopos do Oxigênio

${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$
------------------	------------------	------------------	---------------------	---------------------	---------------------

0	0	A molécula de água formada a partir de ${}^2_1\text{H}$ e ${}^{18}_8\text{O}$ possui a mesma massa molar daquela formada a partir de ${}^1_1\text{H}$ e ${}^{16}_8\text{O}$.
1	1	A molécula de O_2 formada a partir de ${}^{16}_8\text{O}$ apresenta ligação dupla, enquanto que aquela formada por ${}^{18}_8\text{O}$ apresenta ligação tripla.
2	2	A geometria das moléculas de H_2O_2 formada por qualquer um dos isótopos é sempre a mesma.
3	3	Não é possível a formação de molécula de H_2 a partir de isótopos ${}^3_1\text{H}$.
4	4	A densidade da água formada por moléculas que contêm somente ${}^1_1\text{H}$ e ${}^{16}_8\text{O}$ deve ser menor que a densidade daquela formada por moléculas que contêm somente ${}^1_1\text{H}$ e ${}^{18}_8\text{O}$.

108)(Covest-2005) A amônia é um gás bastante solúvel em água, produzindo soluções alcalinas. Sabendo que ele é formada por átomos de N ($Z = 7$) e H ($Z = 1$), podemos dizer que:

0	0	O nitrogênio na molécula de amônia apresenta orbitais híbridos do tipo sp^2 .
1	1	A geometria da molécula é trigonal plana.
2	2	A molécula de amônia pode formar pontes de hidrogênio com a molécula de água.
3	3	A amônia pode ser vista como uma base de Lewis.
4	4	A amônia é uma substância simples.

Resposta: **FFVVF**

Justificativa:

0-0) Falsa. O nitrogênio, na molécula de amônia, apresenta orbitais híbridos do tipo sp^3 .

1-1) Falsa. Ela tem a forma de um tetraedro ligeiramente distorcido, onde um dos vértices está ocupado pelo par de elétrons não ligantes, e os demais, pelos átomos de hidrogênio. O nitrogênio ocupa o centro deste tetraedro.

2-2) Verdadeira. Tanto os átomos de hidrogênio da molécula de água quanto os da molécula de amônia estão extremamente polarizados e podem interagir em pontes de hidrogênio com os pares de elétrons não ligantes disponíveis em ambas as moléculas.

3-3) Verdadeira. A molécula possui um par de elétrons não ligantes que podem ser compartilhados em ligações coordenadas, o que satisfaz o conceito de base de Lewis.

4-4) Falsa. A amônia é composta por átomos de hidrogênio e nitrogênio.

109)(Covest-2005) Uma substância pura foi analisada em laboratório e foram obtidos os seguintes resultados: Teor de H = 0,4 g, teor de C = 2,4 g e teor de O = 3,2 g. Sendo a fórmula mínima desta substância $\text{H}_t\text{C}_m\text{O}_n$, calcule a soma $\ell+m+n$. Dados H ($Z=1$), C ($Z=12$), O ($Z=16$).

Resposta: 04

Justificativa:

A proporção em número de moles é: $\text{H} : \text{C} : \text{O} = (0,4/1) : (2,4/12) : (3,2/16) = 0,4 : 0,2 : 0,2 = 2 : 1 : 1$, cuja soma é 4.

110) (Covest-2005) Dados os elementos químicos A ($Z = 16$), B ($Z = 11$), C ($Z = 15$) e D ($Z = 12$), podemos afirmar que:

0	0	A e C possuem energia de ionização semelhantes.
1	1	A energia de ionização de D é maior que a de B.
2	2	O raio atômico de C é menor que o de D.
3	3	A afinidade eletrônica de B é maior que a de A.
4	4	O caráter metálico de D é maior que o de C.

Justificativa:

0-0) Verdadeira. A e C são elementos vizinhos no mesmo período da tabela periódica.

1-1) Verdadeira. O elemento D possui número atômico maior que B, e ambos são do mesmo período.

2-2) Verdadeira. O elemento C possui número atômico maior que D e ambos são do mesmo período.

3-3) Falsa. O elemento A possui maior afinidade eletrônica, pois está no mesmo período que B, e possui maior número atômico.

4-4) Verdadeiro. Ambos estão no mesmo período, e D está à esquerda de C na tabela periódica (possui menor número atômico).

111)(Covest-2005) Os processos descritos abaixo podem ser explicados por fenômenos que ocorrem em solução, devido à presença de um soluto.

(I) Uma salada de alface, temperada com sal e vinagre, murcha após um certo tempo.

(II) Durante o inverno, em cidades de clima frio, é comum jogar sal grosso nas ruas, para evitar a formação de crostas de gelo.

(III) A temperatura de ebulição da água do mar é sempre maior do que a temperatura de ebulição da água destilada.

Para justificar esses fenômenos, podemos dizer que:

0	0	A salada de alface murcha devido à desidratação causada pelo efeito de osmose.
1	1	Durante o inverno, o sal é jogado nas ruas para que a umidade presente na superfície não se congele, devido ao efeito crioscópico.
2	2	A água do mar entra em ebulição em temperaturas mais elevadas que a água destilada, devido ao efeito ebulioscópico.
3	3	efeitos responsáveis pelos eventos (I, II, e III) descritos acima, são todos devido à alteração na pressão de vapor de um solvente, causada pela adição de um soluto não volátil.
4	4	A osmose não é uma propriedade coligativa.

Justificativa:

0-0) Verdadeira. A salada de alface murcha devido à desidratação causada pela osmose.

1-1) Verdadeira. O efeito crioscópico é uma propriedade coligativa responsável pelo abaixamento do ponto de fusão de um solvente, devido à presença de um soluto.

2-2) Verdadeira. O efeito ebulioscópico é uma propriedade coligativa responsável pelo aumento do ponto de ebulição de um solvente, devido à presença de um soluto.

3-3) Verdadeira. Os efeitos responsáveis pelos eventos I, II e III, são todos devido à alteração na pressão de vapor de um solvente, causada pela adição de um soluto não volátil.

4-4) Falsa. A osmose é uma propriedade coligativa.

112)(Covest-2005) Os compostos podem apresentar caráter ácido, básico ou ambos (anfótero). A partir dos conceitos ácido-base de Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis, podemos dizer que:

0	0	A água pode ser considerada uma substância anfótera, segundo o conceito de Brønsted-Lowry.
1	1	Os aminoácidos são compostos orgânicos que podem ser considerados anfóteros, segundo o conceito de Lewis.
2	2	O $\text{Al}(\text{OH})_3$ é uma base, segundo o conceito de Brønsted-Lowry.
3	3	Sabendo que o $\text{Al}(\text{OH})_3$ reage com excesso de OH^- , gerando o $\text{Al}(\text{OH})_4^-$, segundo o conceito de Lewis, o $\text{Al}(\text{OH})_3$ também pode ser considerado um ácido.
4	4	A reação de NH_3 com HCl , em fase gasosa, produzindo NH_4Cl pode ser explicada pelos conceitos de ácido e base de Arrhenius.

Justificativa:

0-0) Verdadeira. A água pode receber e doar prótons; portanto, pode ser considerada uma substância anfótera, segundo o conceito de Brønsted-Lowry.

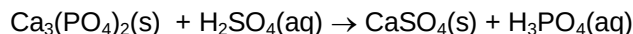
1-1) Verdadeira. Os ácidos carboxílicos e as aminas, presentes nos aminoácidos, são, respectivamente, um ácido e uma base de Lewis.

2-2) Verdadeira. O $\text{Al}(\text{OH})_3$ é uma base, segundo o conceito de Arrhenius, que é englobado pelo conceito de Brønsted-Lowry.

3-3) Verdadeira. O $\text{Al}(\text{OH})_3$ recebe o par de elétrons do hidróxido, gerando o $\text{Al}(\text{OH})_4^-$; portanto, é um ácido de Lewis.

4-4) Falsa. O conceito de ácido-base de Arrhenius se aplica somente a soluções aquosas.

113)(Covest-2005) Um dos principais usos comerciais do ácido sulfúrico é na produção de ácido fosfórico e sulfato de cálcio. Considere a equação química não-balanceada:



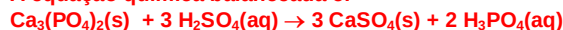
A massa em gramas (arredondada para o próximo inteiro) de uma solução de ácido sulfúrico (79% de H_2SO_4 em massa) que deve ser utilizada para reagir completamente com 63,3 g de fosfato de cálcio é:

Dados: Massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): Ca = 40; P = 31; S = 32; H = 1; O = 16.

Resposta: 76

Justificativa:

A equação química balanceada é:



1 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (310 g) reage com 3 mol de H_2SO_4 (3 x 98 g); portanto, 63,3g de fosfato de cálcio reagem com 60,0 g de ácido sulfúrico (100%). Como tem-se ácido sulfúrico a 79% em massa $\Rightarrow$ precisa-se de 75,9 g de solução de ácido sulfúrico.

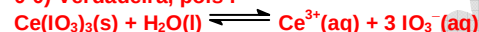
114)(Covest-2005) 700 mL de uma solução aquosa de $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$ $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ são adicionados a 300 mL de uma solução aquosa de KIO_3 $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$. Com base nos dados acima e considerando que o produto de solubilidade K_{ps} , do $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$ é igual a $1,9 \times 10^{-10}$, podemos afirmar que:

0	0	para o $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$ a expressão do K_{ps} é dada por: $K_{ps} = [\text{Ce}^{3+}][\text{IO}_3^-]^3$.
1	1	não haverá reação química, pois todos os íons, inicialmente em solução, permanecerão em solução após ocorrer a mistura das soluções.
2	2	ocorrendo precipitação de $\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$, a equação química simplificada que representa a reação é: $\text{Ce}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{IO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Ce}(\text{IO}_3)_3(\text{s})$
3	3	a concentração de íons IO_3^- , logo após a adição das soluções, é $6,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.
4	4	a concentração de íons IO_3^- , logo após a adição das soluções, é $6,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

Resposta: VFVVV

Justificativa:

0-0) Verdadeira, pois :



1-1) Falsa.

$$4,0 \times 10^{-3} \text{ M} \times 700 = [\text{Ce}^{3+}] 1000 \therefore [\text{Ce}^{3+}] = 2,8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$2,0 \times 10^{-2} \text{ M} \times 300 = [\text{IO}_3^-] 1000 \therefore [\text{IO}_3^-] = 6,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$Q_{ps} = [\text{Ce}^{3+}][\text{IO}_3^-]^3 = 2,8 \times 10^{-3} (6,0 \times 10^{-3})^3 = 6,0 \times 10^{-10} > K_{ps} \Rightarrow \text{precipitará } \text{Ce}(\text{IO}_3)_3.$$

2-2) Verdadeira.

3-3) Verdadeira. Ver cálculos do item (1-1).

4-4) Verdadeira. Os íons $\text{K}^+(\text{aq})$ e $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ não participam da reação.

115)(Covest-2005) Considerando os valores das constantes de dissociação ácida na tabela a seguir:

Fórmula	Constantes de acidez, K_a
HF	$7,2 \times 10^{-4}$
HNO_2	$4,0 \times 10^{-4}$
HCN	$6,2 \times 10^{-10}$

0	0	a ordem crescente de basicidade é: $\text{F}^- < \text{NO}_2^- < \text{CN}^-$.
1	1	a ordem crescente de acidez é: $\text{HF} < \text{HNO}_2 < \text{HCN}$.
2	2	a posição de equilíbrio para a dissociação do ácido cianídrico está bem deslocada para a direita.
3	3	sabendo que o NaNO_2 é solúvel em água, espera-se que o pH de uma solução aquosa deste sal seja menor que 7.
4	4	o valor de K_b do íon fluoreto é menor que o do íon nitrito.

Justificativa:

0-0) Verdadeira. Quanto menor o valor de K_a , mais fraco é o ácido e mais forte é sua base conjugada.

1-1) Falsa. Quanto menor o valor de K_a , mais fraco é o ácido $\Rightarrow HF > HNO_2 > HCN$.

2-2) Falsa. O valor de K_a do ácido cianídrico é muito pequeno: $6,2 \times 10^{-10} \Rightarrow$ ácido muito fraco $\Rightarrow$ equilíbrio deslocado bem para a esquerda.

3-3) Falsa. Um sal formado por um cátion de uma base forte (NaOH) com um ânion de um ácido fraco (HNO_2), sofre reação de hidrólise alcalina, resultando em $pH > 7$.

4-4) Verdadeira. Como K_a do HF é maior do que o K_a do HNO_2 , o K_b do íon fluoreto é menor do que o do íon nitroso.

116)(Covest-2005) Um cérebro humano, trabalhando intensamente, talvez estudando química para o vestibular, opera com aproximadamente 25 W (25 J s^{-1}). Sabe-se que a variação de energia livre de Gibbs proveniente da oxidação de 1,0 mol de glicose sólida, $C_6H_{12}O_6$, formando dióxido de carbono e água, a 25°C , é -2842 kJ . Calcule a massa de glicose que deve ser consumida para sustentar essa potência durante 10 horas. Dados: Massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): C = 12; H = 1; O = 16.

Resposta: 57

Justificativa:

Resolução: Massa molar da glicose = 180 g mol^{-1} . $10 \text{ h} = 3,6 \times 10^4 \text{ s}$.

$25 \text{ W} = 25 \text{ J s}^{-1} \Rightarrow \Delta G = 25 \text{ J s}^{-1} \times 3,6 \times 10^4 \text{ s} = 9,0 \times 10^5 \text{ J} = 9,0 \times 10^2 \text{ kJ}$.

180 g de glicose produzem 2842 kJ; Então, para 900 kJ serão necessários 57,0 g de glicose.

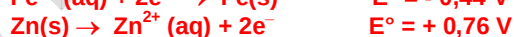
117)(Covest-2005) Considerando os potenciais-padrão a 25°C

Semi-reação	Potenciais-padrão, E° , V
$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	0,80
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,34
$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0 (por definição)
$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

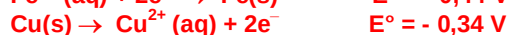
e supondo todas as substâncias no estado-padrão:

0	0	o íon ferroso é um oxidante em presença de zinco metálico, mas não reage com cobre metálico.
1	1	na pilha $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag}$ o eletrodo de cobre é o ânodo, e o eletrodo de prata é o cátodo.
2	2	o cobre metálico reage espontaneamente com uma solução de ácido clorídrico.
3	3	o zinco metálico é um agente redutor mais forte que o ferro metálico.
4	4	ao se mergulhar uma placa de ferro numa solução de nitrato de prata, poderá ocorrer a seguinte reação espontânea: $\text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$

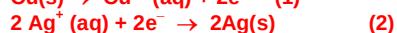
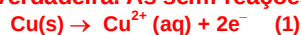
0-0) Verdadeira. O íon ferroso é um oxidante em presença de zinco metálico, pois somando as semi-reações:



O íon ferroso não reage com cobre metálico, pois somando as semi-reações:

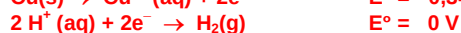


1-1) Verdadeira. As semi-reações dessa pilha serão:



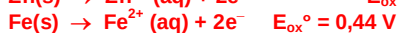
(1) é uma semi-reação de oxidação, portanto o eletrodo de cobre é o ânodo. (2) é uma semi-reação de redução $\Rightarrow$ o eletrodo de prata é o cátodo.

2-2) Falsa. Ao somar as semi-reações:



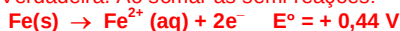
a reação global tem $E^\circ = -0,34 \text{ V} < 0$

3-3) Verdadeira. Da tabela:



Quanto maior o potencial de oxidação da espécie, maior seu poder oxidante.

4-4 Verdadeira. Ao somar as semi-reações:



118)(Covest-2005) Considerando a reação em equilíbrio:

e que a lei de velocidade para a reação direta é $v_d = k_d[\text{CO}][\text{Cl}_2]^{3/2}$, podemos afirmar que:

0	0	a reação direta tem ordem global igual a 5/2.
1	1	no equilíbrio, o gráfico [CO] versus tempo é uma reta com inclinação negativa.
2	2	no equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.
3	3	duplicando a concentração de cloro, a velocidade da reação direta duplica.
4	4	a reação direta é de primeira ordem com relação ao CO.

Justificativa:0-0) Verdadeira. A ordem global da reação é $1 + 3/2$ que é igual a 5/2.

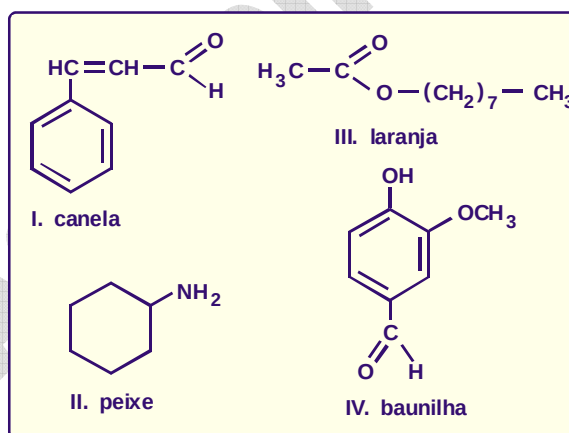
1-1) Falsa. No equilíbrio, o gráfico [CO] versus tempo é uma reta com inclinação igual a zero.

2-2) Verdadeira. O equilíbrio químico é dinâmico.

3-3) Falsa. Duplicando a concentração de cloro, a velocidade da reação direta triplica.

4-4) Verdadeira. Na lei de velocidade proposta, o expoente da [CO] é igual a um, indicando que a velocidade da reação direta é diretamente proporcional à [CO].

119)(Covest-2005) Diversos compostos orgânicos são responsáveis pelo odor de vários alimentos. Dentre eles, podemos citar:



A partir das estruturas acima pode-se afirmar que:

0	0	a nomenclatura do composto orgânico responsável pelo aroma da canela, é 3-fenilpropanal.
1	1	a cicloexilamina possui um centro estereogênico (quiral).
2	2	o acetato de octila, responsável pelo aroma da laranja, apresenta uma função éter.
3	3	o composto responsável pelo aroma da baunilha, apresenta as funções fenol, aldeído e éter.
4	4	o composto responsável pelo aroma da canela, pode apresentar isomeria cis-trans.

Justificativa:

0-0) Falsa. A nomenclatura do composto orgânico responsável pelo aroma da canela é 3-fenilpropanal.

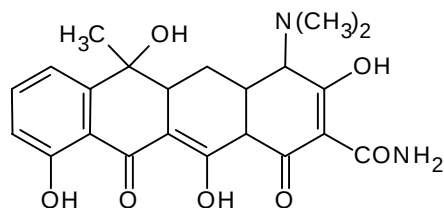
1-1) Falsa. A cicloexilamina não apresenta centro estereogênico (quiral).

2-2) Falsa. O acetato de octila, responsável pelo aroma da laranja, apresenta uma função éster.

3-3) Verdadeira. O composto responsável pelo aroma da baunilha apresenta as funções fenol, aldeído e éter.

4-4) Verdadeira. O composto responsável pelo aroma da canela apresenta isomeria cis-trans

120)(Covest-2005) A tetraciclina é um antibiótico com a seguinte fórmula estrutural:



Podemos dizer, portanto, que a tetraciclina:

0	0	apresenta quatro anéis aromáticos, duas funções cetona e uma função amida.
1	1	é um aminoácido cíclico.
2	2	apresenta cinco centros estereogênicos (quirais).
3	3	possui quatro hidroxilas, uma das quais faz parte de um grupo fenol.
4	4	é um composto altamente volátil devido a sua baixa massa molecular.

Justificativa:

0-0) Falsa. A tetraciclina apresenta quatro anéis de seis carbonos, sendo um deles aromático; uma função cetona e uma função amida.

1-1) Falsa. A tetraciclina não é um aminoácido.

2-2) Verdadeira. A tetraciclina apresenta cinco centros estereogênicos (quirais).

3-3) Verdadeira. A tetraciclina possui quatro hidroxilas, uma das quais faz parte de um grupo fenol.

4-4) Falsa. A tetraciclina não é um composto volátil, devido a sua elevada massa molecular.

121)(Covest-2005) Considerando-se as reações a seguir:



podemos afirmar que:

0	0	o composto A é um álcool primário, e o composto B um alceno.
1	1	o composto A é um álcool secundário, e o composto B, um alqueno.
2	2	a primeira reação é uma adição do reagente de Grignard à carbonila do aldeído; a segunda reação é uma reação de desidratação.
3	3	o composto A é um éster, e o composto B, um álcool secundário.
4	4	Na primeira reação, não importa a ordem de adição dos reagentes, podendo-se adicionar primeiro a água, seguida do reagente de Grignard..

0-0) Falsa. O composto A é um álcool secundário, e o composto B, um alqueno.

1-1) Verdadeira.

2-2) Verdadeira. A primeira reação é uma adição do reagente de Grignard a carbonila do aldeído; a segunda reação é uma reação de desidratação.

3-3) Falsa.

4-4) Falsa. O reagente de Grignard reagirá com a água, caso a ordem de adição dos reagentes seja invertida.

122)(Covest-2006) No processo de extração de petróleo, geralmente, estão presentes, em uma mesma amostra, água do mar, petróleo e areia.

0	0	Esta amostra é uma solução, uma vez que os compostos mencionados encontram-se todos em uma única fase.
1	1	A água sendo uma substância polar, dissolve facilmente o petróleo que é constituído por um grande número de compostos orgânicos apolares, de elevada massa molar.
2	2	Para separar a água da areia, podemos empregar tanto um processo de filtração quanto de decantação.
3	3	O petróleo é uma substância simples.
4	4	Na água do mar, estão dissolvidos sais de compostos iônicos, que podem ser separados da água por destilação simples.

0-0) Falso. Água, areia e petróleo formam uma mistura trifásica.

1-1) Falso. Água não dissolve petróleo.

2-2) Verdadeiro.

3-3) Falso. Petróleo é uma combinação de diversos compostos.

4-4) Verdadeiro.

- 123)(Covest-2006) O petróleo bruto passa por um processo de craqueamento que consiste principalmente na quebra de moléculas de elevada massa molar, resultando em compostos menores que também são mais voláteis. Entre estes compostos, podemos destacar n-octano, n-hexano e ciclo-butano.

0	0	O n-octano possui fórmula mínima C_4H_9 .
1	1	A entalpia de combustão do n-hexano pode ser obtida através dos calores liberados nas reações: $2 C_6H_{14}(l) + 13 O_2(g) \rightarrow 12 CO(g) + 14 H_2O(l)$ $2 CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g)$.
2	2	No ciclo-butano, todos os átomos de carbono estão hibridizados na forma sp^2 .
3	3	O craqueamento de petróleo, muito provavelmente, é um processo que apresenta $\Delta S > 0$.
4	4	Os compostos resultantes da combustão do n-octano são covalentes.

0-0) Verdadeiro.

1-1) Verdadeiro.

2-2) Falso. A hibridização é sp^3 .

3-3) Verdadeiro. A quebra de moléculas gera maior grau de liberdade e aumento de entropia.

4-4) Verdadeiro.

- 124)(Covest-2006) O uso de combustíveis fósseis traz sérios transtornos ambientais, entre outras coisas, o aumento da concentração de CO_2 (carbono, $Z = 6$ e oxigênio, $Z = 8$) na atmosfera, podendo provocar alterações climáticas como furacões e tempestades tropicais mais intensas.

0	0	A molécula de CO_2 é polar e sua estrutura é angular.
1	1	O carbono e o oxigênio apresentam, respectivamente, 2 e 4 elétrons de valência.
2	2	O oxigênio é um elemento mais eletronegativo que o carbono.
3	3	O oxigênio apresenta maior raio atômico que o carbono.
4	4	A molécula de CO_2 não satisfaz a regra do octeto.

0-0) Falso. A molécula é linear e apolar.

1-1) Falso. O carbono apresenta 4 elétrons de valência.

2-2) Verdadeiro.

3-3) Falso. Possuem mesmo número de camadas. Como o oxigênio apresenta maior número atômico, seu raio é menor.

4-4) Falso. Na molécula de CO_2 , todos os átomos ficam com oito elétrons na camada de valência.

- 125)(Covest-2006) A energia nuclear não apresenta os transtornos mencionados para os combustíveis fósseis; porém a manipulação de materiais radioativos e os riscos de vazamento de radiação tornam esta fonte de energia potencialmente perigosa. As usinas atuais se baseiam no processo de fissão nuclear do urânio ($Z = 92$) para produzir energia e empregam o U^{235} como combustível nuclear. No entanto, este átomo é pouco abundante na natureza, sendo o mais comum o U^{238} . Um dos produtos da fissão do urânio é o Ba^{141} , com meia vida de 18 meses.

0	0	Mesmo após 4 anos, a radioatividade resultante de uma amostra que contém Ba^{141} será superior a 10% do seu valor inicial.
1	1	Os átomos de U^{235} e U^{238} diferem entre si em 3 prótons.
2	2	Na fissão nuclear, núcleos mais leves são obtidos a partir de núcleos mais pesados.
3	3	Partículas α são idênticas ao núcleo de He^4 .
4	4	Nêutrons são utilizados como partículas para provocar a fissão do urânio.

0-0) Verdadeiro. Após 3 meias vidas (54 meses, mais que 4 anos) a radioatividade ainda será 12,5% do valor inicial.

1-1) Falso. Diferem em nêutrons, pois são isótopos.

2-2) Verdadeiro.

3-3) Verdadeiro.

4-4) Verdadeiro.

126)(Covest-2006) Entre as fontes alternativas de energia podemos destacar a energia solar. A eletricidade pode ser obtida pelo efeito fotovoltaico, empregando-se materiais fabricados com semimetais, tais como Si ($Z = 14$) e Ge ($Z = 32$), que são semicondutores. A estes elementos, geralmente, são adicionadas impurezas selecionadas (dopantes) para aumentar sua condutividade elétrica.

0	0	A obtenção de Si a partir de SiO_2 é um processo de óxido-redução, onde o silício muda de número de oxidação - 4 para zero.
1	1	Silício e germânio são elementos de uma mesma família na tabela periódica.
2	2	O silício apresenta dois elétrons desemparelhados em sua camada de valência.
3	3	O germânio pode realizar ligações químicas envolvendo orbitais d, e o silício, não.
4	4	Para se preparar 40 g de Si com 1% de dopante, são necessários 39,9 g de silício e 0,1g de dopante.

0-0) Falso. O estado de oxidação inicial é + 4.

1-1) Verdadeiro.

2-2) Verdadeiro.

3-3) Verdadeiro. Ele é um elemento do 3º período da tabela periódica.

4-4) Falso. São necessários 39,6 g de silício e 0,4 g (1% de 40 g) de dopante.

127)(Covest-2006) As propriedades de um solvente podem ser alteradas pela adição de solutos. Assim, tem-se alterações dos pontos de fusão e de ebulição, entre outras. O efeito depende da concentração do soluto. Considerando o texto acima, podemos afirmar que:

0	0	Aplica-se para as chamadas propriedades coligativas.
1	1	Adição de um mol de NaCl a um litro de água deverá produzir o mesmo efeito sobre o ponto de ebulição que a adição de um mol de Na_2SO_4 .
2	2	A pressão de vapor da água é tanto maior quanto maior for a concentração de NaCl nela dissolvido.
3	3	O ponto de fusão da água do mar é mais baixo que o da água destilada.
4	4	Além dos pontos de fusão e de ebulição, podemos citar, entre os efeitos coligativos, a pressão osmótica.

0-0) Verdadeiro.

1-1) Falso. O sulfato de sódio resulta em maior concentração de íons e, portanto, em maior efeito coligativo.

2-2) Falso. A pressão de vapor cai com o aumento de concentração.

3-3) Verdadeiro.

4-4) Verdadeiro.

128)(Covest-2006) O PVC (policloreto de vinila) é um polímero utilizado em diversas áreas, (construção civil, produção de materiais médicos, confecção de calçados etc), devido à sua resistência, à durabilidade e ao baixo custo de produção. As etapas de produção do PVC são:

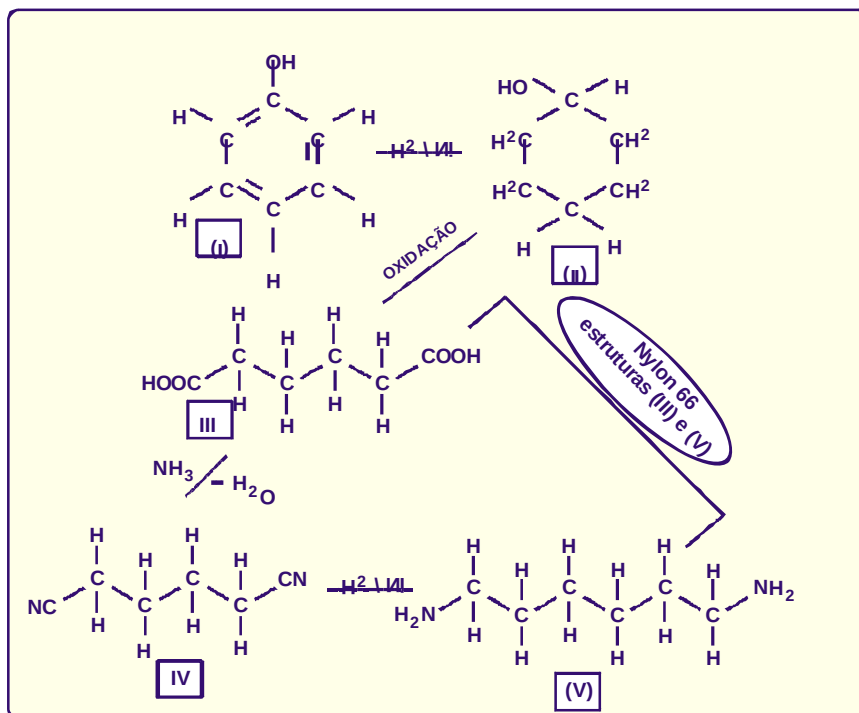
- A partir do sal marinho, pelo processo de eletrólise, obtém-se cloro (Cl_2), soda cáustica (NaOH) e hidrogênio (H_2).
- O petróleo, que representa 43% do PVC, passa por uma destilação, obtendo-se aí a nafta leve. Esta passa, então, pelo processo de craqueamento, gerando-se eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$). Tanto cloro (item I) como eteno reagem em fase gasosa produzindo o DCE (dicloro etano).
- A partir do DCE, obtém-se o MVC (monocloreto de vinila), unidade básica do polímero. As moléculas de MVC são submetidas ao processo de polimerização, no qual elas vão se ligando e formando uma molécula muito maior, conhecida como PVC, que é um pó muito fino, de cor branca, e totalmente inerte.

Sendo assim, podemos dizer que:

0	0	No processo de eletrólise, o cloro (Cl_2) é produzido no anodo através do processo de oxidação do íon cloreto (Cl^-).
1	1	No processo de eletrólise, o hidrogênio (H_2) é produzido no catodo através do processo de oxidação da água.
2	2	O craqueamento é um processo catalítico, muito utilizado na indústria do petróleo, onde moléculas com cadeia carbônica grande são transformadas em moléculas de cadeia carbônica menor.
3	3	O DCE é transformado em MVC, através de uma reação onde ocorre a perda de HCl .
4	4	O MVC é transformado através de uma reação de polimerização, gerando $\text{PVC} + \text{H}_2$.

- 0-0) Verdadeiro. No processo de eletrólise, o cloro (Cl_2) é produzido no anodo através do processo de oxidação do íon cloreto (Cl^-).
- 1-1) Falso. No processo de eletrólise, o hidrogênio (H_2) é produzido no catodo através do processo de redução da água.
- 2-2) Verdadeiro. O craqueamento é um processo catalítico, muito utilizado na indústria do petróleo, onde moléculas com cadeia carbônica grande são transformadas em moléculas de cadeia carbônica menor.
- 3-3) Verdadeiro. O DCE é transformado em MVC através de uma reação onde ocorre a perda de HCl .
- 4-4) Falso. A polimerização do MVC ocorre através da quebra da dupla ligação intramolecular para formação de ligações intermoleculares, gerando o PVC.

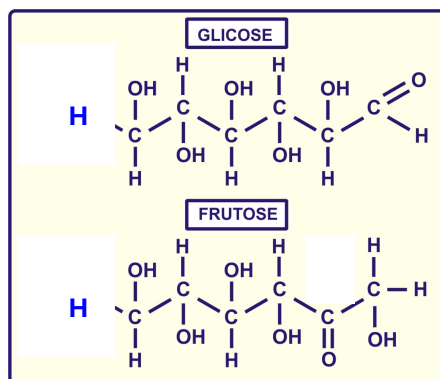
129)(Covest-2006) O polímero “Nylon 66” é uma poliamida, obtido através do processo descrito abaixo:



0	0	Os nomes dos compostos I e II são, respectivamente: fenol e cicloexanol.
1	1	As reações envolvendo gás H_2 e catalisador de Ni são reações típicas de oxidação.
2	2	Os nomes dos compostos III e V são, respectivamente: ácido butano-1,4-dióico e 1,6-diaminoexano.
3	3	O polímero “Nylon 66” pode ser representado pela estrutura:
4	4	A reação entre os compostos III e V, para geração do “Nylon 66” é uma reação de formação de uma poliamida.

- 0-0) Verdadeiro. Os nomes dos compostos I e II são, respectivamente: fenol e cicloexanol.
- 1-1) Falso. As reações envolvendo gás H_2 e catalisador de Ni são reações típicas de redução.
- 2-2) Falso. Os nomes dos compostos III e V são, respectivamente: ácido hexano-1,4-dióico e 1,6-diaminoexano.
- 3-3) Verdadeiro. A célula unitária do polímero “Nylon 66” é a forma citada
- 4-4) Verdadeiro. A reação entre os compostos III e V, para geração do “Nylon 66” é uma reação de formação de uma poliamida.

130)(Covest-2006) A glicose e a frutose são carboidratos (compostos energéticos) encontrados em diversos alimentos:



Sendo assim, podemos dizer que:

0	0	A glicose é um aldeído.
1	1	A frutose é uma cetona.
2	2	Glicose e frutose são isômeros de função.
3	3	Glicose e frutose são isômeros de posição.
4	4	Glicose e frutose não são isômeros.

0-0) Verdadeiro. A glicose é um aldeído.

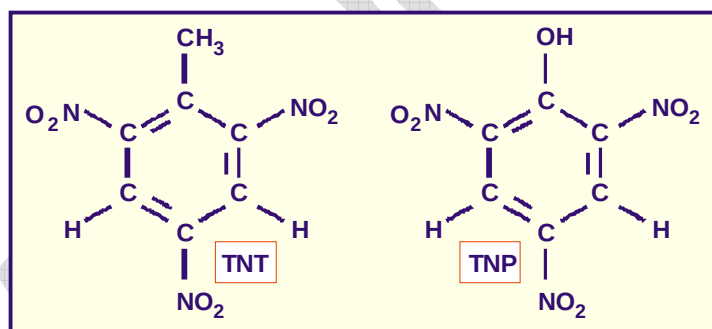
1-1) Verdadeiro. A frutose é uma cetona.

2-2) Verdadeiro. Glicose e frutose são isômeros de função.

3-3) Falso.

4-4) Falso.

131)(Covest-2006) O 2,4,6-trinitrotolueno (TNT) e o 2,4,6-trinitrofenol (TNP), também chamado de ácido pícrico, são compostos muito utilizados na fabricação de explosivos.



Sobre estes compostos, podemos afirmar que:

0	0	O TNT e TNP são compostos aromáticos.
1	1	O TNP também é chamado de ácido pícrico devido à acidez da hidroxila, causada pelo efeito de ressonância do anel e pelo efeito aceptor de elétrons dos grupos nitro presentes.
2	2	O TNP não pode ser considerado um ácido, uma vez que não apresenta a função carboxila.
3	3	TNT e TNP podem ser preparados, respectivamente, a partir do tolueno e do fenol, através de uma reação de nitração ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$).
4	4	Os substituintes nitro estão ligados ao anel aromático nas posições meta e para.

0-0) Verdadeiro. O TNT e TNP são compostos aromáticos.

1-1) Verdadeiro. O TNP também é chamado de ácido pícrico devido à acidez da hidroxila, causada pelo efeito de ressonância do anel e pelo efeito aceptor de elétrons dos grupos nitro presentes.

2-2) Falso.

3-3) Verdadeiro. TNT e TNP podem ser preparados, respectivamente, a partir do tolueno e do fenol, através de uma reação de nitração ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$).

4-4) Falso. Os substituintes nitro estão ligados ao anel aromático nas posições orto e para.

132)(Covest-2006) José dirige pelas ruas da cidade numa noite fria e chuvosa. Milton está a seu lado, suando frio e tremendo muito. As janelas do carro estão fechadas e o vidro começa a embaçar pelo lado de dentro. Tentando entender o que está ocorrendo, José enumera os seguintes conceitos que, acredita ele, têm relação direta com este fenômeno.

0	0	Condensação.
1	1	Evaporação.
2	2	Umidade relativa do ar.
3	3	Pressão de vapor.
4	4	Ponto de ebulição.

0-0) Verdadeiro. O vidro embaça devido à condensação de água em sua superfície.

1-1) Verdadeiro. O vapor eliminado na transpiração e na expiração, além da umidade relativa do ar, irão contribuir para este fenômeno.

2-2) Verdadeiro. Um carro fechado, nas condições climáticas listadas no enunciado, terá uma alta umidade relativa do ar.

3-3) Verdadeiro. O conceito de pressão de vapor tem relação direta com umidade relativa.

4-4) Falso. O ponto de ebulição é a temperatura na qual a pressão de vapor de um líquido se iguala à pressão atmosférica. Para a água, é 100°C quando $P = 1\text{atm}$. A temperatura no interior do veículo deve estar abaixo dos 15°C.

133)(Covest-2006) Enquanto dirige, José pensa: “Parece que Milton ingeriu um pouco de um ácido hipotético. Felizmente, terei tempo de chegar a meu consultório e lhe administrar o antídoto”.

O ácido hipotético, conhecido como HPp, é uma substância que José descobriu ao ler um texto antigo: “Ácido forte, monoprotico, líquido volátil, inodoro e extremamente tóxico, mesmo em pequenas doses. É solúvel em água, mas tende a evaporar em alguns minutos se o recipiente estiver à pressão atmosférica”.

José não tinha muitos conhecimentos de Química, mas já havia tratado uma outra pessoa com sintomas semelhantes. Quando inalado, este ácido ataca imediatamente as mucosas das vias respiratórias, que são muito úmidas, causando, inicialmente, uma leve irritação.

Nesse contexto, pode-se afirmar que:

0	0	O ataque às vias respiratórias se dá pela dissociação do ácido na presença de água, segundo a equação: $\text{HPp(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Pp}^-(\text{aq})$.
1	1	na presença de uma base como a piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, ocorre o seguinte equilíbrio: $\text{HPp} + \text{C}_5\text{H}_5\text{N} \rightarrow \text{Pp}^- + \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$.
2	2	A constante de acidez do ácido hipotético deve ser da ordem de $6,2 \times 10^{-10}$.
3	3	O ácido hipotético tem baixa pressão de vapor.
4	4	O pH de uma solução de ácido hipotético $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ será igual a 4,0.

0-0) Verdadeiro. A formação de H_3O^+ é que dá o caráter ácido à substância. A umidade das vias respiratórias contribui para que isso ocorra.

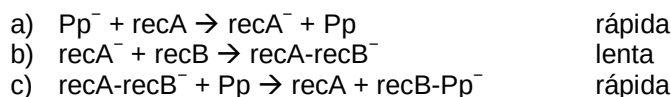
1-1) Verdadeiro. A piridina aceita o H^+ do ácido.

2-2) Falso. Ácidos fortes são totalmente dissociados em água. O valor da constante de acidez fornecido é típico de um ácido fraco.

3-3) Falso. Líquidos voláteis têm alta pressão de vapor.

4-4) Verdadeiro. $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$.

134)(Covest-2006) José havia descoberto que, ao penetrar na corrente sanguínea e atingir o cérebro, o ânion Pp^- é capaz de se associar a dois tipos de neurotransmissores, recA e recB, originando a seguinte sequência de reações elementares:



O recA^- causa contrações involuntárias, isto é, um tique nervoso que faz que a pessoa fique piscando de forma insistente e involuntária o olho direito. O produto recB-Pp^- é que causa, efetivamente, a sudorese e a tremedeira que Milton estava apresentando.

Considere as seguintes afirmações.

0	0	A reação global para o processo é: $\text{Pp}^- + \text{recB} \rightarrow \text{recB-Pp}^-$.
1	1	Todas as etapas são bimoleculares e, portanto, reações com cinética de primeira ordem.
2	2	A velocidade da reação global é determinada pela terceira etapa.
3	3	recA^- e recA-recB^- são intermediários de reação.
4	4	A lei de velocidade para reação global será: $v = k[\text{recA}^-]^m[\text{recB}]^n$.

0-0) Verdadeiro. A reação global é a soma das três etapas.

1-1) Falso. Se as reações são bimoleculares, a cinética é de segunda ordem.

2-2) Falso. A velocidade da reação é determinada pela velocidade da etapa lenta (2ª etapa).

3-3) Verdadeiro. Intermediários de reação são formados em uma etapa e consumidos em etapas subsequentes.

4-4) Falso. Intermediários de reação não podem aparecer na lei de velocidade global.

135)(Covest-2006) O ânion Pp^- pode participar de reações de oxidorredução produzindo tanto o Pp^{2-} , quanto a espécie neutra Pp , ambos inócuos. Analisando a Tabela, avalie as afirmações abaixo.

$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	$E^\circ = 0,80 \text{ V}$
$\text{Pp}^-(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Pp}^{2-}(\text{aq})$	$E^\circ = 0,40 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	$E^\circ = 0,34 \text{ V}$
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	$E^\circ = -0,14 \text{ V}$
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	$E^\circ = -0,23 \text{ V}$
$\text{Pp}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Pp}^-(\text{aq})$	$E^\circ = -0,51 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	$E^\circ = -0,76 \text{ V}$

0	0	O potencial-padrão para a reação de Pp^- com cobre metálico é negativo, $\Delta E^\circ = -0,06 \text{ V}$.
1	1	A reação do Pp^- com o cobre será espontânea.
2	2	A presença de íons Ni^{2+} no meio poderia tornar o Pp^- inócuo.
3	3	A equação $\text{Pp}^-(\text{aq}) + \text{Sn}(\text{s}) \rightarrow \text{Pp}^{2-}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ está balanceada.
4	4	O íon Pp^- pode sofrer tanto oxidação quanto redução, dependendo das condições.

0-0) Falso. O potencial é positivo.

1-1) Verdadeiro. O potencial para esta reação é positivo.

2-2) Verdadeiro. O Ni^{2+} pode oxidar o Pp^- , formando Pp .

3-3) Falso. O correto é $2\text{Pp}^-(\text{aq}) + \text{Sn}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Pp}^{2-}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$

4-4) Verdadeiro. A tabela apresenta semi-reações de oxidação e redução para o Pp^- .

136)(Covest-2006) Um caso semelhante ocorreu com Juliana, há alguns anos atrás, quando ela ganhou um perfume feito de extrato de uma planta só encontrada na Papua, Nova Guiné. Uma análise química quantificou a presença de $2,4 \times 10^{-4}$ mols de ácido hipotético no frasco de perfume. O ácido hipotético reage com íons Bi^{3+} em meio aquoso originando um sal pouco solúvel ($K_{ps} = 3,5 \times 10^{-33}$) e atóxico. A planta da qual a essência do perfume era extraída é rica neste metal. Se a concentração de Bi^{3+} no frasco é de $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, e o recipiente contém 200 mL do líquido, que é água, qual a quantidade em μmols (micromols) de sal que deverá precipitar?

Resposta: 8

A reação envolvida é: $\text{Bi}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Pp}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Bi}(\text{Pp})_3(\text{s})$ Como a concentração de íons Bi^{3+} é $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ e o recipiente contém 200 mL de líquido, o número de mols de Bi^{3+} presente no frasco de perfume será:

$$M = n / V \rightarrow n = 4,0 \times 10^{-5} \times 0,200 = 8,0 \times 10^{-6} \text{ mols}$$

José adicionou $2,4 \times 10^{-4}$ mols de HPp , portanto, a solução contém $2,4 \times 10^{-4}$ mols de Pp^- .

Como o K_{ps} é muito baixo, pode-se considerar que todo o Bi^{3+} presente na solução irá precipitar na presença de íons Pp^- .

Bi^{3+} e Pp^- reagem na proporção molar de 1:3, logo, só há Bi^{3+} suficiente para consumir $3 \times (8,0 \times 10^{-6} \text{ mols})$ de Pp^- , ou seja $24,0 \times 10^{-6} \text{ mols}$ de Pp^- .

Ocorrerá a precipitação de $8,0 \times 10^{-6} \text{ mols}$ de $\text{Bi}(\text{Pp})_3$ ou 8 micromols.

137)(Covest-2006) Calcule a normalidade (N) de uma solução, contendo 14,2 g de Na_2SO_4 em 25 mL de água.

Dados: O = (16 g mol^{-1}); Na = (23 g mol^{-1}); S = (32 g mol^{-1}).

Resposta: 2

$$\text{MM}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = (2 \times 23) + (32) + (4 \times 16) = 142 \text{ g mol}^{-1}$$

Normalidade N = (equivalente-peso) / vol.

$$= (1/2) \times m / (\text{MM}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \times \text{vol.})$$

$$= (1/2) \times [14,2 / (142 \times 0,025)]$$

$$= 2 \text{ eq. L}^{-1} \text{ ou } 2 \text{ N}$$

138)(Covest-2007) A Coréia do Norte realizou, recentemente, um teste nuclear subterrâneo, que foi condenado pelo Conselho de Segurança da ONU. Sabe-se que as armas em desenvolvimento por aquele país estão baseadas em plutônio. O plutônio, entretanto, não é capaz de iniciar por si próprio uma reação em cadeia e, por isso, é utilizado juntamente com berílio e polônio. Considerando que o berílio tem $Z = 4$ e $A = 9$; o polônio tem $Z = 84$ e $A = 209$ ou 210 e o plutônio tem $Z = 94$ e $A = 238, 239, 240, 241, 242$ ou 244 , analise as proposições a seguir.

0	0	O decaimento de Po-210 a Pb 206 82 resulta na emissão de partículas alfa.
1	1	Se ocorrer um choque entre uma partícula alfa e o Be, ocorrerá formação de carbono-14 (radioativo) e emissão de 1 nêutron.
2	2	O plutônio possui 6 isótopos.
3	3	Sabendo que o Pu-244 decai com emissão de partículas alfa e formação de U-240, com tempo de meia-vida de 82.000.000 anos, conclui-se que um átomo de urânio tem 92 prótons.
4	4	Uma vez que o Pu-238 pode ser formado a partir da emissão de uma partícula beta pelo netúnio (Np), concluímos que este elemento deve ter um isótopo com $Z=95$ e $A=238$.

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: Partículas alfa têm 2 prótons e 2 nêutrons. Portanto, se o Po tem $Z = 84$ e decai a Pb-206 ($Z = 82$), uma partícula alfa será emitida.

1-1) Falso: haverá formação de carbono-12.

2-2) Verdadeiro: Cada valor de A (238, 239, 240,

241, 242 e 244) está associado a um isótopo diferente.

3-3) Verdadeiro: Ao emitir partículas alfa, o elemento perde dois prótons.

4-4) Falso: Partículas beta têm $Z = -1$, portanto, Np tem $Z = 93$

139)(Covest-2007) O elemento químico de número atômico 23 pode formar íons relativamente estáveis com números de oxidação +2, +3, +4 e +5. Sobre este elemento, analise as afirmativas abaixo.

0	0	É um elemento do 4º período da Tabela Periódica.
1	1	Não possui elétrons em orbitais d.
2	2	O estado de oxidação +5 deve ser o mais estável.
3	3	Em sua forma neutra, o elemento tem 3 elétrons desemparelhados.
4	4	De todos os íons, apenas o de estado de oxidação +3 não tem elétrons desemparelhados.

Resposta: VFVVF

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: O elemento em questão possui 2 elétrons no orbital 4s.

1-1) Falso: Possui 3 elétrons no orbital 3d.

2-2) Verdadeiro: Esta configuração tem todos os orbitais preenchidos.

3-3) Verdadeiro: A configuração é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

4-4) Falso: O estado de oxidação +5, no qual o átomo perdeu os 3 elétrons no orbital 3d e os dois do orbital 4s, também tem todos os elétrons emparelhados.

140)(Covest-2007) A Tabela abaixo apresenta a variação da pressão de vapor em função da temperatura para naftaleno (sólido), benzeno (líquido) e água (líquida). Analise as afirmações a seguir:

naftaleno		benzeno		água	
T (°C)	P (mmHg)	T (°C)	P (mmHg)	T (°C)	P (mmHg)
7	0,0123	7	38,61	7	7,43
27	0,1005	27	103,63	27	26,51
47	0,6105	47	240,42	47	79,06
77	-----	77	687,12	77	312,38
97	-----	97	1239,10	97	678,45

0	0	Dentre as três substâncias, o benzeno deve apresentar o menor ponto de ebulição.
1	1	A 97 °C, o benzeno está abaixo de seu ponto de ebulição normal.
2	2	A 0 °C, a pressão de vapor da água deve ser igual a zero.
3	3	A 100 °C, a pressão de vapor da água deverá ser igual a 760 mmHg.
4	4	O fato de a pressão de vapor do naftaleno ser maior que zero significa que este composto não pode ser um sólido a 25 °C e 760 mmHg.

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: Em qualquer temperatura, o benzeno apresenta a maior pressão de vapor.

1-1) Falso: A esta temperatura a pressão de vapor do benzeno é maior que 760 mmHg, portanto deverá evaporar.

2-2) Falso: A água pode sublimar.

3-3) Verdadeiro: O ponto de ebulição normal é definido como a temperatura na qual a pressão de vapor se iguala a $P = 760 \text{ mmHg}$.

4-4) Falso: A pressão de vapor, por si só, não indica em que estado físico uma substância se encontra.

141)(Covest-2007) O pH de fluidos em partes distintas do corpo humano tem valores diferentes, apropriados para cada tipo de função que o fluido exerce no organismo. O pH da saliva é de 6,5; o do sangue é 7,5 e, no estômago, o pH está na faixa de 1,6 a 1,8.

O esmalte dos dentes é formado, principalmente por um mineral de composição $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. Após as refeições, ocorre diminuição do pH bucal.

O pH do sangue é mantido aproximadamente constante pelo seguinte equilíbrio químico, envolvendo o íon bicarbonato:



Com base nestas informações avalie as seguintes proposições:

0	0	A concentração de íons H^+ é maior na saliva que no sangue.
1	1	A concentração de H^+ no estômago é maior que 10^{-2} mol/L .
2	2	Um aumento na acidez da saliva pode resultar em ataque ao esmalte dos dentes.
3	3	O bicarbonato pode ser usado para elevar o pH do estômago.
4	4	A adição de uma base em um meio contendo ácido carbônico, íons hidrogênio e bicarbonato causará deslocamento do equilíbrio mostrado no enunciado da questão no sentido da formação dos reagentes.

Resposta: VVVVF

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: Sendo o pH na saliva menor que no sangue, a concentração de H^+ será maior na saliva que no sangue.

1-1) Verdadeiro: Nesta concentração, o pH é igual a 2,0. Como o pH do estômago é ainda menor, a concentração de H^+ é maior que 10^{-2} mol/L .

2-2) Verdadeiro: O esmalte tem íons OH^- em sua composição, que podem ser atacados em meio ácido.

3-3) Verdadeiro: O íon bicarbonato é uma base.

4-4) Falso: O equilíbrio deslocar-se-á no sentido oposto.

142)(Covest-2007) Sobre os elementos químicos H ($Z = 1$) e Li ($Z = 3$), podemos dizer que:

0	0	São ambos metais alcalinos, uma vez que apresentam configuração eletrônica na camada de valência do tipo ns^1 .
1	1	Ambos formam íons monovalentes positivos.
2	2	O raio atômico do Li é maior que o do H.
3	3	A primeira energia de ionização do Li é maior que a do H.
4	4	O H é capaz de formar um íon negativo estável, e o Li não.

Resposta: FVVVF

Justificativa:

0-0) Falso: O hidrogênio não é um metal.

1-1) Verdadeiro: Com um elétron na camada de valência, ambos podem formar íons monovalentes positivos.

2-2) Verdadeiro: O Li possui uma camada eletrônica a mais que o H e, estando com a mesma configuração eletrônica na camada de valência, possui raio atômico maior.

3-3) Falso: Possuindo uma camada eletrônica a mais que o H, o Li possui menor energia de ionização.

4-4) Verdadeiro: O H forma hidretos onde ele se encontra no estado de oxidação -1 , com a camada de valência semelhante à do Hélio, o que não ocorre com o Li.

143)(Covest-2007) A respeito dos compostos binários que se pode formar entre oxigênio ($Z = 8$) e os demais elementos que ocorrem na natureza, podemos afirmar o que segue:

0	0	Os óxidos de metais alcalinos tendem a ser covalentes com fórmula M_2O , com o metal no estado de oxidação +1 e o oxigênio no estado -2.
1	1	O carbono ($Z = 6$) pode formar as moléculas CO e CO_2 , que são lineares, e por isso são apolares e, em ambas as moléculas, o oxigênio apresenta a camada de valência completa.
2	2	A geometria da molécula SO_2 , dióxido de enxofre, é angular e nela o enxofre ($Z = 16$) apresenta um par de elétrons não ligantes.
3	3	Por ser um elemento muito eletronegativo, o oxigênio, nesses compostos, geralmente apresenta estado de oxidação negativo.
4	4	O oxigênio não forma compostos covalentes com elementos que estão localizados à sua direita na Tabela Periódica.

Resposta: FFVVF

Justificativa:

0-0) Falso: Os óxidos de metais alcalinos tendem a ser iônicos por causa da baixa energia de ionização destes elementos.

1-1) Falso: A molécula de CO é polar, uma vez que o oxigênio é muito mais eletronegativo que o carbono.

2-2) Verdadeiro: O enxofre apresenta um par de elétrons não ligantes e, pela teoria da repulsão de pares de elétrons, resulta em uma molécula de geometria angular. O mesmo pode ser concluído também pela teoria de hibridização.

3-3) Verdadeiro: O oxigênio é um dos elementos mais eletronegativos, de modo que, na maioria dos seus compostos, seu estado de oxidação é -2.

4-4) Falso: O oxigênio forma compostos com todos os halogênios, que são elementos localizados à sua direita na tabela periódica.

144)(Covest-2007) Embora o sulfato de cálcio se dissolva em água, isto se dá somente em pequenas quantidades. Assim, acerca de uma solução saturada deste sulfato, é correto afirmar que:

0	0	as espécies Ca^{2+} e SO_4^{2-} estarão presentes em solução.
1	1	por filtração, é possível se recuperar o sal não dissolvido.
2	2	o sulfato de cálcio puro é uma substância simples.
3	3	se o íon sulfato for um ânion de um ácido forte, e o cálcio, um cátion de uma base fraca, o pH da solução acima será ácido.
4	4	a adição de sulfato de sódio, um sal bastante solúvel à solução, não interfere na solubilidade do sulfato de cálcio.

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: A dissolução do sulfato de cálcio origina estes íons em solução.

1-1) Verdadeiro: A solução saturada é uma mistura líquido / sólido que pode ser separada por filtração. O sólido contém o sulfato de cálcio não dissolvido.

2-2) Falso: O sulfato de cálcio é uma substância composta.

3-3) Verdadeiro: No caso em questão ocorre uma reação de hidrólise com o cátion, que resulta em uma solução de pH ácido.

4-4) Falso: O sulfato de sódio apresenta um íon comum ao sulfato de cálcio, que interfere na solubilidade deste último (efeito do íon comum).

145)(Covest-2007) Uma amostra de sódio metálico puro ($Na = 23 \text{ g/mol}$) pesando 2,3 g foi colocada lentamente em um béquer contendo água. Durante este procedimento, observou-se a formação de um gás (posteriormente identificado como sendo hidrogênio). A solução resultante foi completada para 1 L. Avalie as informações a seguir.

0	0	A solução resultante deve ter um pH em torno de 13.
1	1	Um dos produtos deste procedimento é o íon sódio.
2	2	O sódio atua como agente redutor.
3	3	O hidrogênio formado é o agente oxidante neste processo.
4	4	São produzidos 0,05 mols de gás hidrogênio.

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: A reação entre sódio e água é $2Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq)$. Que pelos dados fornecidos produzem $2,3/23 = 0,1$ mols de OH^- em um litro de solução, correspondendo a um $pOH = 1$ ou $pH = 13$.

1-1) Verdadeiro: Veja reação acima.

2-2) Verdadeiro: O hidrogênio da água (estado de oxidação +1) foi reduzido a hidrogênio elementar (estado de oxidação 0) pela ação do sódio metálico.

3-3) Falso: O agente oxidante é o hidrogênio da água.

4-4) Verdadeiro: Como são consumidos 0,1 mols de sódio e a estequiometria é de 2:1 ($Na:H_2$), então, são produzidos 0,05 mols de gás hidrogênio.

146)(Covest-2007) O gás carbônico é uma substância de grande importância biológica e ambiental. Esta importância, em parte, se deve ao equilíbrio $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$. O ácido carbônico formado neste sistema é um ácido muito fraco. O ânion carbonato, que está presente na estrutura deste ácido, pode ser encontrado na natureza na forma de rochas calcárias que contêm elevado teor de carbonato de cálcio. Avalie as afirmativas abaixo, acerca das espécies envolvidas nos equilíbrios do íon carbonato.

0	0	O CO_2 é um óxido ácido.
1	1	A dissolução de carbonato de cálcio em água deve originar um meio alcalino.
2	2	O íon bicarbonato, HCO_3^- , é um íon anfótero, pois, em solução aquosa, pode atuar tanto como ácido quanto como uma base.
3	3	A adição de um ácido a uma solução saturada de carbonato de cálcio deve aumentar a solubilidade deste sal.
4	4	O CO_2 deve reagir com hidróxido de sódio resultando, entre possíveis produtos, o bicarbonato e o carbonato de sódio.

Resposta: VVVV

Justificativa:

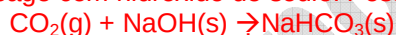
0-0) Verdadeiro: O CO_2 também é chamado de anidrido carbônico por ser o óxido que em reação com água resulta no ácido carbônico.

1-1) Verdadeiro: Como o ácido carbônico é um ácido fraco, o íon carbonato sofre hidrólise e o resultado é um meio alcalino.

2-2) Verdadeiro: O íon bicarbonato pode ser protonado e resultar em ácido carbônico, e pode também ser desprotonado e resultar em íon carbonato.

3-3) Verdadeiro: A adição de ácido desloca o equilíbrio carbonato/bicarbonato no sentido de consumir carbonato, diminuindo sua concentração em solução, o que afeta o equilíbrio de solubilidade do carbonato de cálcio, aumentando sua solubilidade.

4-4) Verdadeiro: O CO_2 reage com hidróxido de sódio. Possíveis reações são:



147)(Covest-2007) Sobre os parâmetros e variáveis que governam a velocidade de reações químicas, podemos afirmar que:

0	0	em geral, as reações aumentam de velocidade com o aumento da temperatura.
1	1	em geral, as reações diminuem de velocidade com o aumento da concentração dos reagentes em solução.
2	2	a uma dada temperatura, a velocidade de uma reação será maior quanto menor for sua energia de ativação.
3	3	o aumento da pressão parcial dos reagentes, provoca um aumento na velocidade de uma reação entre substâncias no estado gasoso.
4	4	um catalisador atua aumentando a energia de ativação para uma determinada etapa de uma reação química.

Resposta: VFVVF

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: Com o aumento da temperatura, um maior número de espécies reativas tem energia maior que a energia de ativação da reação (segundo a teoria das colisões) e com isto a reação aumenta de velocidade.

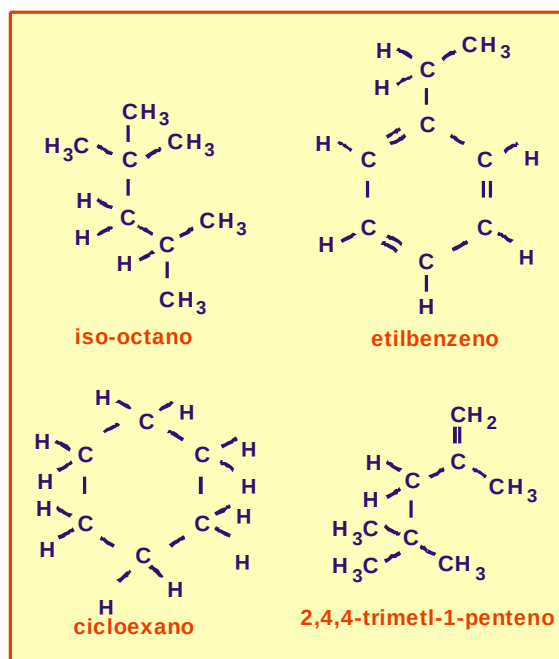
1-1) Falso: Com o aumento de concentração, aumenta a frequência de colisão entre as espécies reativas e com isso aumenta a velocidade.

2-2) Verdadeiro: A energia de ativação corresponde a uma barreira energética que as espécies reativas devem suplantarem para que a reação ocorra. Quanto menor esta barreira, maior a velocidade da reação.

3-3) Verdadeiro: O aumento de pressão, para gases, corresponde em um aumento de concentração, e isto causa um aumento na velocidade das reações.

4-4) Falso: O catalisador atua alterando o caminho de reação, por um caminho de menor energia de ativação.

148)(Covest-2007) A gasolina é um combustível constituído basicamente por hidrocarbonetos e, em menor quantidade, por produtos oxigenados, de enxofre, de nitrogênio e compostos metálicos. Esses hidrocarbonetos são formados por moléculas de cadeia carbônica entre 4 a 12 átomos. Veja abaixo alguns constituintes da gasolina.

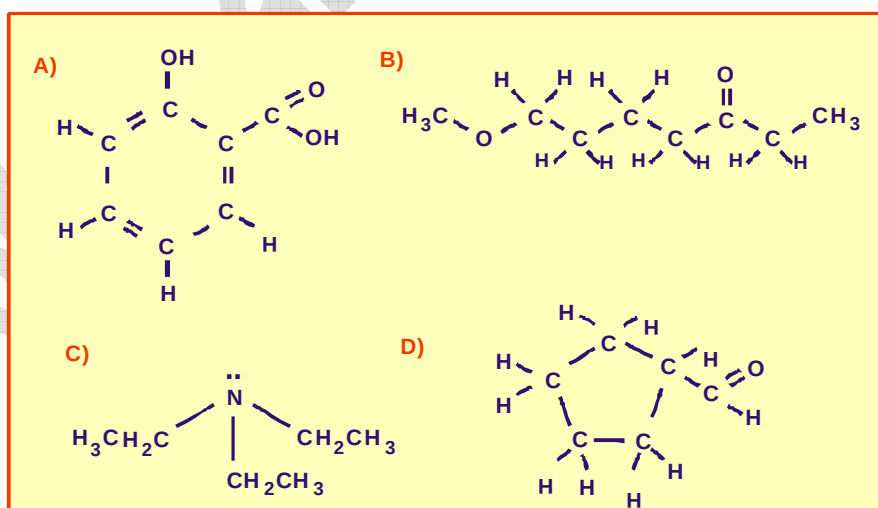


A partir das estruturas acima podemos afirmar o que segue.

0	0	Segundo a IUPAC, o nome do iso-octano seria 2,4,4-trimetilpentano.
1	1	O etilbenzeno é um composto aromático.
2	2	O cicloexano é um composto cíclico; portanto, também pode ser chamado de aromático.
3	3	O 2,4,4-trimetil-1-penteno é uma "olefina" de cadeia aberta.
4	4	Todos os compostos acima podem ser chamados de hidrocarbonetos "insaturados".

Resposta: FVFVF

149)(Covest-2007) Analise as estruturas abaixo.



0	0	A estrutura A apresenta duas funções orgânicas: álcool e ácido carboxílico, ligadas a um anel aromático.
1	1	O composto B também apresenta duas funções orgânicas: cetona e éster.
2	2	O composto C é uma amina terciária: trietilamina. As aminas apresentam um caráter básico devido ao par de elétrons livre do nitrogênio.
3	3	O composto D é um aldeído.
4	4	Se misturarmos os compostos A e C , em um solvente orgânico, deverá ocorrer a formação de um sal orgânico.

Justificativa:

0-0) Falso: A estrutura A apresenta duas funções orgânicas: fenol e ácido carboxílico, ligadas a um anel aromático.

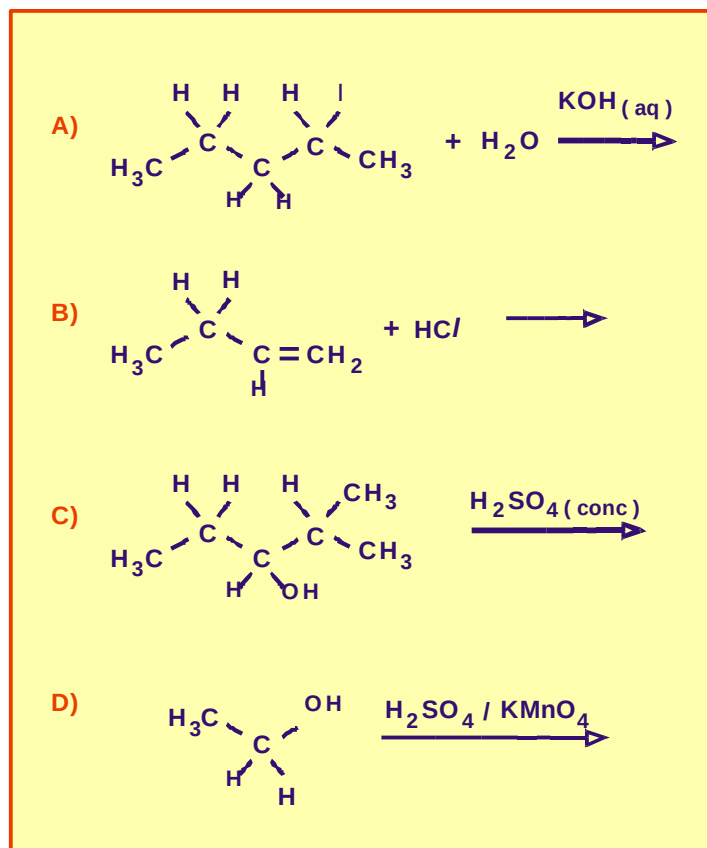
1-1) Falso: O composto B também apresenta duas funções orgânicas: cetona e éter.

2-2) Verdadeiro: O composto C é uma amina terciária: trietilamina. As aminas apresentam um caráter básico devido ao par de elétrons livre do nitrogênio.

3-3) Verdadeiro: O composto D é um aldeído.

4-4) Verdadeiro: Se misturarmos os compostos A e C (ácido + base), em um solvente orgânico, deverá ocorrer a formação de um sal orgânico.

150)(Covest-2007) Observe as reações abaixo:



0	0	A reação A é uma reação de substituição nucleofílica, devendo formar como produto principal o 2-hidroxipentano.
1	1	A reação B é uma reação de adição, devendo formar como produto principal o 1-clorobutano.
2	2	A reação B deve seguir a regra de Markovnikov.
3	3	A reação C é uma reação de eliminação, em que o 2-metil-2-penteno deve ser o produto formado em maior quantidade.
4	4	A reação D é uma reação típica de oxidação, devendo gerar como produto o ácido acético.

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: A reação A é uma reação de substituição nucleofílica, onde ocorre a substituição do grupo substituinte iodo pelo grupo hidróxi, devendo formar como produto principal o 2-hidroxipentano.

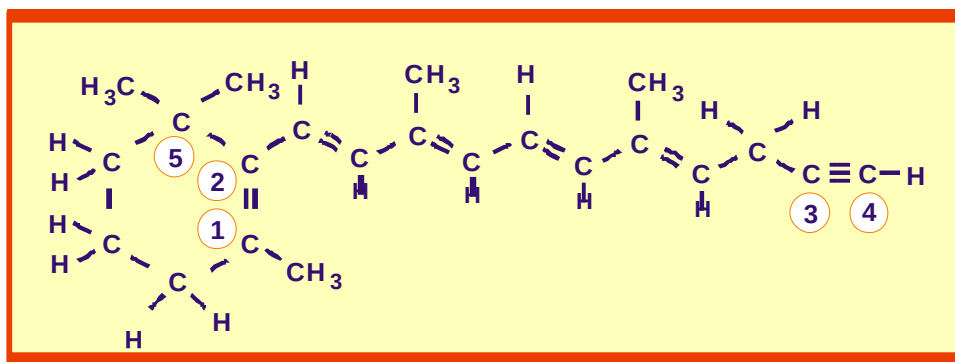
1-1) Falso: A reação B é uma reação de adição de HCl. Esta reação segue a regra de Markovnikov, onde o hidrogênio se liga ao carbono mais hidrogenado, devendo formar como produto principal o 2-clorobutano.

2-2) Verdadeiro: A reação B deve seguir a regra de Markovnikov.

3-3) Verdadeiro: A reação C é uma reação de eliminação, em que o 2-metil-2-penteno deve ser formado em maior quantidade e o 2-metil-4-penteno em menor quantidade.

4-4) Verdadeiro: A reação D é uma reação típica de oxidação, devendo gerar como produto o ácido acético.

151)(Covest-2007) A partir da estrutura do composto abaixo, podemos afirmar que:



0	0	os carbonos 1 e 2 apresentam hibridização sp^2 .
1	1	os carbonos 3 e 4 apresentam hibridização sp^3 .
2	2	o carbono 5 apresenta hibridização sp .
3	3	os carbonos 1 e 2 apresentam duas ligações π (π) entre si.
4	4	os carbonos 3 e 4 apresentam duas ligações π (π) e uma sigma (σ), entre si.

Resposta: VFFFV

Justificativa:

0-0) Verdadeiro: Os carbonos 1 e 2 apresentam uma dupla ligação entre si, portanto, estes carbonos apresentam hibridização sp^2 .

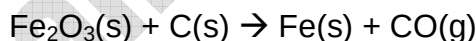
1-1) Falso: Os carbonos 3 e 4 apresentam uma tripla ligação entre si, portanto, estes carbonos apresentam hibridização sp .

2-2) Falso: O carbono 5 apresenta 4 ligações σ , portanto, apresenta hibridização sp^3 .

3-3) Falso: Os carbonos 1 e 2 apresentam uma ligação π (π) e uma sigma (σ), entre si.

4-4) Verdadeiro: Os carbonos 3 e 4 apresentam duas ligações π (π) e uma sigma (σ), entre si.

152)(Covest-2007) A hematita, $Fe_2O_3(s)$, é uma das principais riquezas minerais do Brasil. Este mineral é empregado na obtenção de ferro metálico, $Fe(s)$, obtido a partir de um processo de redução em alto forno, usando carvão, $C(s)$, como agente redutor. Uma das reações ocorridas nesse processo é dada pela equação não balanceada:



Calcule a massa de $Fe(s)$ (em toneladas) que é possível obter a partir de 100 toneladas de hematita, 70% pura. (Dados: $C = 12 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$; $Fe = 56 \text{ g/mol}$).

Resposta: 49

Justificativa:

Equação balanceada: $1 Fe_2O_3(s) + 3 C(s) \rightarrow 2 Fe(s) + 3 CO(g)$

MM do $Fe_2O_3(s) = 160 \text{ g/mol}$

MM do $Fe(s) = 56 \text{ g/mol}$

160 g de Fe_2O_3 ----- 112 g de Fe

100 x 0,7 toneladas de Fe_2O_3 ----- m_{Fe} (em toneladas)

m_{Fe} (em toneladas) = $100 \times 0,7 \times 112/160 = 49$ toneladas

153)(Covest-2007) Utilize as energias de ligação da Tabela abaixo para calcular o valor absoluto do ΔH de formação (em kJ/mol) do cloro-etano a partir de eteno e do HCl.

ligação	energia (kJ/mol)	ligação	energia (kJ/mol)
H – H	435	C – C/	339
C – C	345	C – H	413
C = C	609	H – Cl	431

Justificativa:

O cloro-etano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$) será formado a partir da reação: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$

A soma das energias de ligação para cada composto é:

Eteno: $1 \text{ C} = \text{C} + 4 \text{ C} - \text{H} = 609 + 4 \times 413 = 2261 \text{ kJ/mol}$

HCl: $1 \text{ H} - \text{Cl} = 431 \text{ kJ/mol}$

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$: $1 \text{ C} - \text{C} + 5 \text{ C} - \text{H} + 1 \text{ C} - \text{Cl} = 345 + 5 \times 413 + 339 = 2749 \text{ kJ/mol}$

O ΔH de formação será: $2749 - (2261 + 431) = 57 \text{ kJ/mol}$

154)(Covest-2008) O rótulo de um produto alimentício contém as seguintes informações nutricionais:

Porção de 150 g		
Quantidade por porção		%VD(*)
Carboidratos	6 g	2%
Proteínas	1 g	2%
Gorduras totais	1 g	3%
Sódio	50 mg	2%

(*) Valor diário (para satisfazer as necessidades de uma pessoa). Percentual com base em uma dieta de 2.000 cal diárias.

Com base nesta tabela, avalie as afirmativas abaixo.

0	0	O percentual, em massa, de carboidratos neste alimento é de $(6/150) \times 100$.
1	1	Na dieta de 2.000 cal, são necessárias 50 g de proteínas diariamente.
2	2	A tabela contém somente 10% dos ingredientes que compõem este alimento.
3	3	Para satisfazer as necessidades diárias de sódio, somente com este produto, uma pessoa deveria ingerir 7,5 kg deste produto.
4	4	Este produto contém um percentual em massa de proteína igual ao de carboidratos.

Justificativa:

0 - 0 Verdadeiro: Como indicado na fórmula.

1 - 1 Verdadeiro: Se 1 g corresponde a 2%, então, 50 g corresponde a $50 \times 2/1 = 100\%$.

2 - 2 Falso: A tabela contém 8,05 g, e a porção é de 150 g, o que dá bem menos de 10%.

3 - 3 Verdadeiro: Se 150 g corresponde a 2%, então 7,5 kg (7.500 g) corresponde a 100%.

4 - 4 Falso: O percentual em massa de carboidratos é $(6/150) \times 100$, e o de proteínas é $(1/150) \times 100$

155)(Covest-2008) O ferro é um elemento muito comum em nosso planeta. Diversos compostos podem ser obtidos a partir dele. Um composto bastante interessante é o azul-da-prússia, que possui uma intensa coloração azul. Sua fórmula é $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. Ele é facilmente obtido pela reação de íons Fe^{3+} com ferrocianeto de potássio $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$. As massas atômicas dos elementos que participam nestes compostos são: $\text{Fe} = 55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\text{K} = 39,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\text{C} = 12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\text{N} = 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, o que corresponde a uma massa de $859,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ para o azul-da-prússia. Quanto a essa questão, podemos afirmar que:

0	0	no azul-da-prússia, o ferro está presente nos estados de oxidação +2 e +3.
1	1	no ferrocianeto de potássio, existe ligação iônica entre K^+ e $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
2	2	a ligação entre C e N é covalente apolar, em todos os compostos apresentados acima.
3	3	o percentual (m/m) de ferro no azul-da-prússia é de $(4 \times 55,85/859,3) \times 100$.
4	4	a reação de formação do azul-da-prússia é do tipo redox.

0-0) Verdadeiro: O ferro ligado ao cianeto é +2, e o externo (na fórmula) é +3.

1-1) Verdadeiro: A ligação entre o potássio e o resto do composto é iônica.

2-2) Falso: A ligação CN é covalente polar.

3-3) Falso: O valor correto é $(7 \times 55,85/859,3) \times 100$.

4-4) Falso: A reação não envolve mudanças em estado de oxidação de nenhuma espécie.

156)(Covest-2008) O nitrogênio é um importante constituinte dos seres vivos, pois é parte de todo aminoácido. Além de presente na biosfera, ele também é encontrado no solo, nas águas e na atmosfera. Sua distribuição no planeta é parte do chamado ciclo do nitrogênio. Resumidamente, neste ciclo, estão presentes as etapas de fixação do nitrogênio atmosférico por microorganismos, que, posteriormente, é transformado em amônia. A amônia sofre um processo de nitrificação e é convertida a nitrato, que pode sofrer um processo de desnitrificação e ser finalmente convertido a nitrogênio molecular, retornando à atmosfera. Sobre esses processos, analise as afirmações a seguir.

0	0	Na reação de nitrificação, o nitrogênio é oxidado de -3 para $+3$.
1	1	A amônia é uma molécula volátil, porém em solos ácidos pode formar o íon amônio, não volátil.
2	2	O nitrogênio molecular é muito estável por apresentar uma ligação tripla e, por isto, sua transformação em amônia, por meios sintéticos, requer grandes quantidades de energia.
3	3	No processo de desnitrificação, o nitrogênio sofre uma redução de $+5$ para 0 .
4	4	A maioria dos nitratos é solúvel em água.

0-0) Falso: A mudança é de -3 para $+5$.

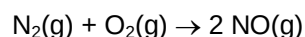
1-1) Verdadeiro: Estas são características bem conhecidas da molécula de amônia.

2-2) Verdadeiro: A quebra de uma ligação tripla requer muita energia.

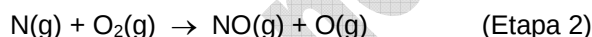
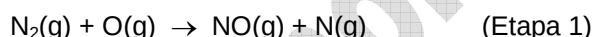
3-3) Verdadeiro: No nitrato, o número de oxidação do nitrogênio é $+5$, e, em N_2 , é zero.

4-4) Verdadeiro: Os nitratos são quase todos solúveis em água.

157)(Covest-2008) A reação de nitrogênio atmosférico com oxigênio produz óxido de nitrogênio:



Esta reação é muito lenta em temperatura ambiente, tornando-se importante somente a elevadas temperaturas, como as presentes em motores de combustão interna. Este óxido participa em diversas reações na atmosfera, levando à formação de vários poluentes, com forte impacto ambiental. Algumas das etapas elementares propostas para esta reação encontram-se abaixo:



$O(g)$ é intermediário presente na combustão em motores. A Etapa (1) é considerada determinante da velocidade da reação, pois possui elevada energia de ativação ($317 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), muito maior do que na Etapa (2). Sobre esse tema, avalie as seguintes afirmativas:

0	0	A Etapa (1) é mais afetada por um aumento de temperatura do que a Etapa (2).
1	1	A Etapa (2) é de segunda ordem.
2	2	Como a Etapa (1) é a determinante da velocidade da reação, espera-se que a reação global seja de segunda ordem em relação ao nitrogênio.
3	3	Um aumento na temperatura reacional deve diminuir a velocidade da reação, uma vez que a energia de ativação é muito elevada.
4	4	Um aumento na pressão parcial do oxigênio (O_2) deve diminuir a velocidade da reação, uma vez que ele não participa da Etapa (1).

0 – 0 Verdadeiro: A reação mais afetada pela temperatura é a de maior energia de ativação.

1 – 1 Verdadeiro: Primeira ordem em N e primeira ordem em O_2 .

2 – 2 Falso: A reação deve ser de primeira ordem em relação ao nitrogênio.

3 – 3 Falso: O aumento de temperatura aumenta a velocidade da reação.

4 – 4 Falso: O fato de não participar na etapa lenta, não implica diminuir a velocidade da reação.

158)(Covest-2008) Si ($Z = 14$), Fe ($Z = 26$), K ($Z = 19$), Mg ($Z = 12$), Al ($Z = 13$) são elementos bastante comuns na crosta terrestre. Todos eles são presentes em muitos óxidos e silicatos. As propriedades destes compostos são importantes para os processos geoquímicos da crosta terrestre. Avalie as afirmativas abaixo acerca desses elementos.

0	0	O alumínio tende a existir na forma de íon $+3$, e seu raio iônico deve ser maior que o do íon Mg^{2+} .
1	1	O óxido de magnésio é um óxido básico.
2	2	Si é um elemento nitidamente metálico, e seu óxido deve possuir a fórmula SiO_2 .
3	3	Enquanto K_2O deve apresentar um elevado caráter iônico, SiO_2 deve apresentar um maior caráter covalente.
4	4	Os íons Fe^{2+} e Fe^{3+} apresentam em suas eletrosferas elétrons desemparelhados no estado fundamental.

0 – 0 Falso: O raio iônico do íon alumínio deve ser menor que o do íon magnésio, pois o número atômico do alumínio é maior, e a carga elétrica também. São elementos com o mesmo número de camadas eletrônicas.

1 – 1 Verdadeiro: Esta é uma característica dos óxidos de metais alcalinos terrosos.

2 – 2 Falso: Silício é um semimetal.

3 – 3 Verdadeiro: A diferença de eletronegatividade entre K e O é maior que entre Si e O.

4 – 4 Verdadeiro: Fe^{2+} e Fe^{3+} possuem camada de valência com configuração $3d^6$ e $3d^5$, respectivamente.

159)(Covest-2008) A tabela abaixo apresenta alguns valores para as propriedades físico-químicas de substâncias orgânicas.

Substância Fórmula molecular	Massa Molar (g.mol ⁻¹)	Ponto de ebulição (°C)	Ponto de fusão (°C)	Solubilidade (g/100 g de água)
benzeno C_6H_6	78,11	80,1	5,5	0,18
hidróxi-benzeno ou fenol $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$	94,11	181,7	41	9,5
2,4,6-trinitrofenol $\text{C}_6\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_7$	229,11	explode	122,5	1,5

Com base nos dados acima, analise as afirmações a seguir.

0	0	As interações entre as moléculas de benzeno são mais fortes que entre as moléculas de fenol. Isto deve contribuir para que o benzeno apresente um ponto de ebulição menor que o fenol.
1	1	Por apresentar interações intermoleculares mais fortes, o fenol deve apresentar pressão de vapor maior que o benzeno.
2	2	A solubilidade do fenol em água deve-se em parte à formação de ligações de hidrogênio entre este composto e a água.
3	3	Todas as substâncias apresentadas na tabela comportam-se como ácidos fracos em água.
4	4	O 2,4,6-trinitrofenol deve apresentar uma constante de acidez (K_a) em água maior que o fenol, devido à presença de grupos retiradores de elétrons.

0 – 0 Falso: As interações intermoleculares mais fortes requerem mais energia para serem rompidas, levando, portanto, a pontos de ebulição maiores.

1 – 1 Falso: Quanto maior a pressão de vapor de uma substância, maior a sua volatilidade. Quanto mais fortes as interações intermoleculares, menor volatilidade. O grupo OH do fenol permite a formação de ligações de hidrogênio, enquanto no benzeno atuam apenas as interações intermoleculares de London, que são fracas.

2 – 2 Verdadeiro: A formação de ligações de hidrogênio entre o fenol e a água facilitará a sua solubilização.

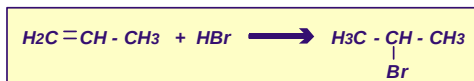
3 – 3 Falso: O benzeno não apresenta hidrogênio ácido, já o fenol e o 2,4,6-trinitrofenol apresentam o grupo OH ligado ao anel aromático. A razão da acidez dessa classe de compostos está na estabilização da carga do íon fenóxido (base conjugada) por deslocalização no anel aromático.

4 – 4 Verdadeiro: A acidez dos fenóis é afetada pela presença de grupos substituintes no anel benzênico. O grupo retirador de elétrons (NO_2) diminui a densidade eletrônica do anel benzênico, tornando o próton do grupo OH mais ácido. Isto se reflete nos valores dos $\text{p}K_a$ do fenol igual a 10,0 e do 2,4,6-trinitrofenol igual a 0,42.

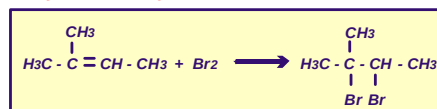
160)(Covest-2008) Uma reação típica de alquenos é a de adição à ligação dupla $\text{C} = \text{C}$. Em relação a essa classe de reações, podemos afirmar o que segue.

0	0	O propeno sofre reação de adição de HBr gerando 2-bromopropano.
1	1	O 2-metil-2-butenos sofre reação de adição de Br_2 gerando o 2,3-dibromo-2-metilpropano.
2	2	O 2-pentanol pode ser obtido a partir da reação de hidratação (adição de água em meio ácido) do 1-penteno.
3	3	A reação de adição de HBr ao 2-metil-2-butenos gera um composto que apresenta um carbono assimétrico.
4	4	A reação de adição de Br_2 ao 2-metil-2-butenos gera produtos sem carbono assimétrico (quiral).

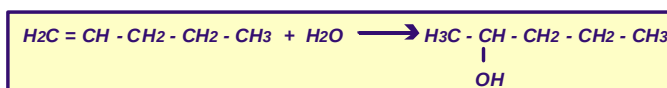
0 – 0 Verdadeiro: A adição de HBr ao propeno gera o 2-bromopropano de acordo com a equação química,



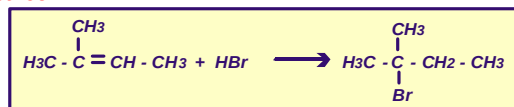
1 – 1 Falso: O produto formado na reação de adição de Br₂ será o 2,3-dibromo-2-metilbutano.



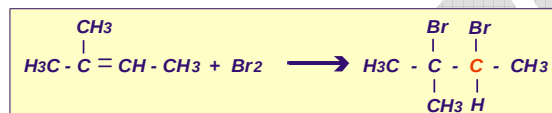
2 – 2 Verdadeiro: A reação de hidratação do 2-penteno em meio ácido (segue a regra de Markovnikov), e forma como produto principal, o 2-pentanol.



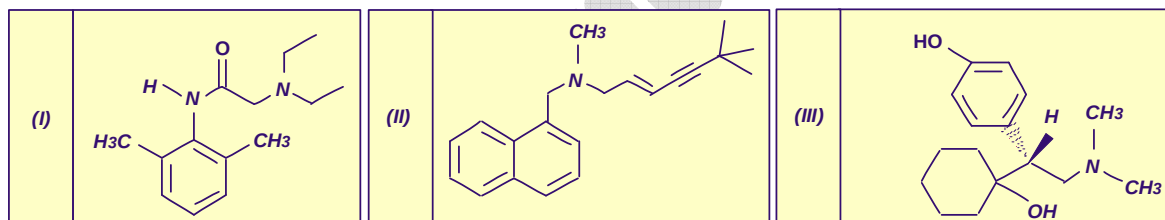
3 – 3 Falso: Seguindo a regra de Markovnikov, o produto principal da reação, é o 2-bromo-2-metilbutano, que não apresenta carbono assimétrico.



4 – 4 Falso: O produto formado na reação de adição de Br₂ será o 2,3-dibromo-2-metilbutano, que apresenta um carbono assimétrico.



161)(Covest-2008) Os compostos orgânicos ilustrados abaixo apresentam diversas atividades biológicas relevantes. Sobre esses compostos, analise as afirmações a seguir.



0	0	Os compostos (I) e (III) apresentam a função amina.
1	1	Os três compostos apresentam carbonos com hibridização sp^2 e sp .
2	2	Os três compostos apresentam isomeria óptica.
3	3	O composto (II) apresenta isomeria <i>cis-trans</i> , e o isômero ilustrado acima é o <i>trans</i> .
4	4	O composto (III) apresenta dois carbonos assimétricos (quirais).

0 – 0 Verdadeiro: Os três compostos apresentam a função R₁NR₂R₃ (amina).

1 – 1 Falso: Apenas o composto (II) apresenta carbonos com hibridização sp (ligação tripla).

2 – 2 Falso: Apenas o composto (III) apresenta carbono assimétrico.

3 – 3 Verdadeiro: O composto (II) apresenta uma ligação dupla C = C, sendo o isômero o ilustrado, o *trans*, pois os grupos de maior prioridade estão em lados opostos do plano que divide a molécula.

4 – 4 Falso: O composto (III) apresenta apenas 1 carbono assimétrico.

162)(Covest-2008) Uma determinada água mineral tem em sua composição os íons bário e cálcio nas seguintes quantidades: Ba²⁺: 0,28 mg.L⁻¹; Ca²⁺: 16,00 mg.L⁻¹. Ambos formam sais pouco solúveis, ao se combinarem com íons sulfato, cujos produtos de solubilidade são K_{ps}(BaSO₄) = 1 x 10⁻¹⁰ e K_{ps}(CaSO₄) = 5 x 10⁻⁵. Sobre esta água mineral, analise as afirmativas abaixo.

(Massas atômicas aproximadas: Ba = 140; Ca = 40)

0	0	A concentração de íons bário é 2,0 x 10 ⁻³ mol.L ⁻¹ .
1	1	A concentração molar de íons cálcio é maior que a concentração molar de íons bário.
2	2	BaSO ₄ (s) é menos solúvel que CaSO ₄ (s).
3	3	A formação de um precipitado de BaSO ₄ , nesta água mineral, deverá ocorrer somente quando a concentração de íons sulfato for superior a 5 x 10 ⁻⁵ mol.L ⁻¹ .
4	4	É possível separar os dois sais por precipitação seletiva.

0 – 0 Falso: O valor é $2,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1 – 1 Verdadeiro: $[\text{Ca}^{2+}] = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2 – 2 Verdadeiro: Em ambos os sais, a proporção ânion : cátion é 1:1, portanto, as constantes de solubilidade são diretamente comparáveis. O valor para o BaSO_4 é menor; portanto, este é menos solúvel.

3 – 3 Verdadeiro: Nesta concentração de sulfato, o produto $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = K_{ps}(\text{BaSO}_4)$.

4 – 4 Verdadeiro: A precipitação do CaSO_4 só ocorrerá a partir do momento em que $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

163)(Covest-2008) Considere três sistemas, inicialmente em equilíbrio:

a) solução aquosa de hidrazina, NH_2NH_2 ,

b) água pura,

c) solução aquosa de ácido acético/acetato de sódio ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{NaCH}_3\text{CO}_2$).

Sobre esses sistemas, podemos afirmar o que segue.

0	0	Na água pura, ocorre o equilíbrio $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$.
1	1	A solução de hidrazina é alcalina.
2	2	Na solução de hidrazina, ocorre o equilíbrio químico: $\text{NH}_2\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{NH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.
3	3	A adição de ácido à solução de hidrazina desloca o equilíbrio no sentido da formação de mais NH_2NH_2 .
4	4	Na solução aquosa de ácido acético/acetato de sódio, estabelece-se o equilíbrio: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

0 – 0 Verdadeiro: O equilíbrio acima representa a autoprotólise da água.

1 – 1 Verdadeiro: A hidrazina é uma base.

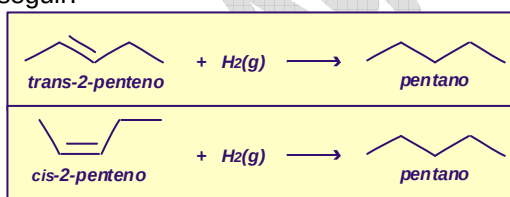
2 – 2 Falso: A hidrazina é uma base, logo recebe H^+ em solução aquosa.

3 – 3 Falso: Ocorre neutralização do ácido pelo íon hidroxila (OH^-), deslocando o equilíbrio no sentido do consumo da hidrazina.

4 – 4 Verdadeiro: O acetato de sódio é solúvel em água e origina íons acetato, que também resultam da dissociação do ácido acético.

164)(Covest-2008) Compostos com ligações duplas $\text{C} = \text{C}$ apresentam isomeria *cis-trans*, e a sua inter-conversão (isomerização) é uma reação importante, pois está relacionada, por exemplo, ao mecanismo da visão, que envolve uma etapa na qual o *cis*-retinol é convertido no *trans*-retinol, ou ainda na obtenção de gorduras *trans* no processo de hidrogenação natural ou industrial de ácidos graxos. A reação de hidrogenação de alquenos é acelerada na presença de metais, tais como: platina, paládio e níquel.

A partir das reações termoquímicas abaixo, relativas aos compostos citados, avalie as afirmações a seguir.



$$\Delta H_r^0 = -114 \text{ kJ mol}^{-1}; \Delta S_r^0 = -124 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

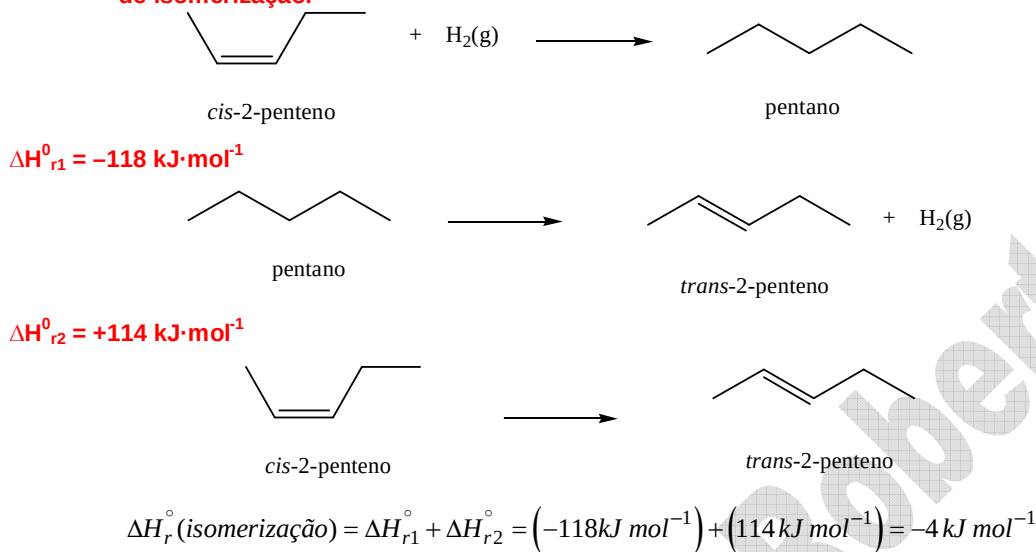
$$\Delta H_r^0 = -118 \text{ kJ mol}^{-1}; \Delta S_r^0 = -126 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

0	0	A reação de hidrogenação do <i>trans</i> -2-penteno libera mais calor que a reação de hidrogenação do isômero <i>cis</i> .
1	1	A entalpia padrão de formação do $\text{H}_2(\text{g})$ não contribui para a variação de entalpia padrão das reações de hidrogenação.
2	2	A reação de isomerização <i>cis</i> -2-penteno $\rightarrow$ <i>trans</i> -2-penteno é exotérmica e tem o valor de ΔH_r^0 é de -4 kJ mol^{-1} .
3	3	A variação de entropia nas reações de hidrogenação favorece a formação dos produtos.
4	4	Na temperatura de 27°C , estas reações de hidrogenação são espontâneas.

0-0) Falso. A reação de hidrogenação do *cis*-2-penteno libera $118 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ e do *trans* libera $114 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1-1) Verdadeiro: A entalpia padrão de formação do $\text{H}_2(\text{g})$ é zero, por definição.

2-2) Verdadeiro: A partir da lei de Hess, poderemos obter a variação da entalpia para a reação de isomerização.



3-3) Falso: Nas reações de hidrogenação, ocorre uma diminuição da entropia, o que desfavorece a formação dos produtos, pois contribui para tornar a variação de energia de Gibbs menos negativa.

Verdadeiro: A reação de hidrogenação dos dois isômeros é espontânea a 300K (27°C), pois a variação da energia livre de Gibbs das reações é negativa.

$$\Delta G_r^{\circ}(\text{trans}) = \Delta H_r^{\circ}(\text{trans}) - T\Delta S_r^{\circ}(\text{trans}) = -114 \text{ kJ mol}^{-1} - 300\text{K}(-124 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}) = -76,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_r^{\circ}(\text{cis}) = \Delta H_r^{\circ}(\text{cis}) - T\Delta S_r^{\circ}(\text{cis}) = -118 \text{ kJ mol}^{-1} - 300\text{K}(-126 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}) = -80,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

165)(Covest-2008) Considerando os elementos químicos com as seguintes configurações eletrônicas:

Aa: $1s^1$; Bb: $1s^2 2s^1$; Cc: $1s^2 2s^2 2p^2$; Dd: $1s^2 2s^2 2p^4$; Ee: $1s^2 2s^2 2p^5$;

Ff: $1s^2 2s^2 2p^6$; Gg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, analise as afirmativas a seguir.

0	0	Apenas dois desses elementos apresentam configuração eletrônica de gás nobre.
1	1	Aa e Dd podem formar moléculas diatômicas homonucleares.
2	2	A molécula de Aa ₂ é formada por uma ligação simples, e a molécula de Dd ₂ tem ligação dupla.
3	3	Aa, Bb e Ff pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica.
4	4	Bb, Cc e Ee pertencem ao mesmo período da Tabela Periódica.

0 – 0 Falso: Apenas Ff é um gás nobre.

1 – 1 Verdadeiro: Ao formar moléculas diatômicas, ambos ficarão com suas camadas eletrônicas preenchidas.

2 – 2 Verdadeiro: Aa tem apenas um elétron para compartilhar. No caso de Dd, dois elétrons devem ser compartilhados entre os dois átomos.

3 – 3 Falso: Ff tem a segunda camada completa, enquanto os demais têm 1 elétron na camada mais externa.

4 – 4 Verdadeiro: Em todos, a 2ª camada é a mais externa.

166)(Covest-2008) Também em relação aos elementos químicos cujas configurações eletrônicas foram apresentadas na questão anterior, analise as afirmativas a seguir.

0	0	Bb e Gg formam cátions monovalentes.
1	1	A primeira energia de ionização de Gg é maior que a de Bb.
2	2	Uma substância resultante da combinação de Aa com Dd deverá ter a fórmula Aa ₂ Dd.
3	3	Aa e Bb formam compostos covalentes quando se combinam com Ee.
4	4	Ff ₂ deve ser um composto estável.

0 – 0 Verdadeiro: Ao perder um elétron, ambos adquirem configuração eletrônica de gás nobre.

1 – 1 Falso: O elétron mais externo de Gg sente menor atração pelo núcleo que o elétron mais externo de Bb.

2 – 2 Verdadeiro: Cada Aa precisa compartilhar 1 elétron, e Dd necessita de 2.

3 – 3 Falso: BbEe é um composto iônico.

4 – 4 Falso: Ff tem configuração eletrônica de gás nobre.

167)(Covest-2008) Ainda com relação às configurações eletrônicas apresentadas na questão 10, podemos afirmar que:

0	0	GgEe é um composto iônico.
1	1	Cc pode apresentar hibridização do tipo sp^3 .
2	2	CcAa ₃ e CcDd ₂ são compostos estáveis.
3	3	Dd e Ee são muito eletronegativos.
4	4	Gg é um metal de transição.

0 – 0 Verdadeiro.

1 – 1 Verdadeiro.

2 – 2 Falso: CcAa₄ é que deve ser estável, pois Cc precisa de 4 elétrons para completar seu octeto.

3 – 3 Verdadeiro.

4 – 4 Falso: Gg não tem elétrons d.

168)(Covest-2008) Considerando ainda a água pura e as soluções aquosas de hidrazina e de ácido acético/acetato de sódio, analise as proposições a seguir.

0	0	A adição de ácido à solução de ácido acético/acetato de sódio desloca o equilíbrio no sentido da formação de mais ácido acético.
1	1	A adição da solução de hidrazina à solução de ácido acético/acetato de sódio desloca o equilíbrio no sentido da formação de mais íons acetato.
2	2	A adição da solução de hidrazina à água pura causa diminuição do pH.
3	3	A solução de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{NaCH}_3\text{CO}_2$ tem capacidade tamponante (solução tampão).
4	4	O ânion acetato é a base conjugada ao ácido acético.

0 – 0 Verdadeiro: A adição de produto desloca o equilíbrio no sentido da formação de reagentes. (Princípio de Le Chatelier)

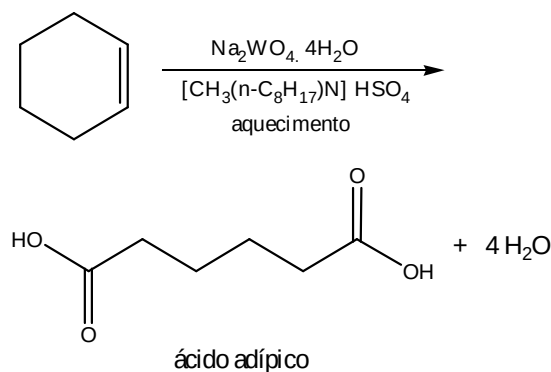
1 – 1 Verdadeiro: A adição de base causa desprotonação do ácido, originando íons acetato.

2 – 2 Falso: Sendo a solução de hidrazina alcalina, o pH deverá tornar-se maior que o pH da água pura.

3 – 3 Verdadeiro: A adição de ácido ou de base a esta solução desloca o equilíbrio no sentido de compensar esta adição, mantendo o pH do meio constante.

4 – 4 Verdadeiro: Ao se dissociar, o ácido acético origina acetato.

169)(Covest-2008) A preocupação com o meio ambiente levou ao desenvolvimento de metodologias verdes (pouco poluentes), que procuram reduzir a produção de rejeitos e a utilização de reagentes tóxicos. Um exemplo de metodologia verde é a síntese descrita abaixo do ácido adípico, utilizado na preparação do náilon-66. Considere as massas molares do cicloexeno e do ácido adípico iguais a 82 e 146 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente.



Calcule a massa de ácido adípico em kg que será formada a partir de 41 kg de cicloexeno, considerando que o rendimento da reação é 85%. Assinale o número inteiro mais próximo.

Resposta: 62

Justificativa:

A estequiometria da reação: 1 mol de cicloexano gera 1 mol de ácido adípico. Se o rendimento da reação fosse de 100%, teríamos 41 kg (correspondente a $0,5 \times 10^3$ mol) de cicloexano que iria gerar 73 kg (correspondente a $0,5 \times 10^3$ mol), mas a reação apresenta um rendimento de 85%; logo, teremos $73 \text{ kg} \times 0,85$, o que corresponde a 62 kg.

170)(Covest-2009) Quando o equilíbrio químico é alcançado por um sistema:

0	0	as concentrações de todas as espécies reagentes e produtos tornam-se iguais.
1	1	os produtos reagem com a mesma velocidade na qual são formados.
2	2	ambas, as reações direta e inversa, continuam após o equilíbrio ser atingido, com a mesma velocidade.
3	3	as concentrações das espécies nos reagentes e produtos permanecem constantes.
4	4	todas as espécies químicas param de reagir.

0 0) No equilíbrio químico, as concentrações de reagentes e produtos são constantes.

1 1) No equilíbrio químico, as velocidades das reações direta e inversa são iguais.

2 2) O equilíbrio químico é dinâmico.

3 3) As concentrações permanecem constantes como consequência da igualdade das velocidades direta e inversa.

4 4) As reações direta e inversa continuam após o equilíbrio ser atingido.

171)(Covest-2009) Na Química, os conceitos de ácido e base são estudados através das teorias de Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis, etc. O conceito de pares conjugados ácido-base é uma decorrência específica da teoria de Brønsted-Lowry e, sobre tais pares, podemos afirmar que:

0	0	cada par é formado pelo ácido e a base, constituintes dos reagentes, ou pelo ácido e a base, constituintes dos produtos.
1	1	o ácido H_2O é sua própria base conjugada.
2	2	o ácido e sua base conjugada diferem por um próton.
3	3	a base conjugada de um ácido fraco é uma base forte.
4	4	um ácido e sua base conjugada reagem para formar sal e água.

0 0 Se o ácido for reagente seu conjugado será produto ou, se a base for reagente seu conjugado será produto.

1 1 Se a água for o ácido sua base conjugada será o OH^- .

2 2 No conceito de Brønsted – Lowry, ácido e base conjugados diferem por um H^+ (próton).

3 3 O conjugado de um ácido forte é fraco e vice – versa.

4 4 Um ácido e uma base de Brønsted – Lowry reagem produzindo um ácido e uma base.

172)(Covest-2009) Quando NH_4Cl é dissolvido em um béquer contendo água, e dissocia-se de acordo com a equação: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ $\Delta H = + 14,8 \text{ kJ/mol}$. podemos concluir que:

0	0	o processo de dissolução é endotérmico.
1	1	os íons aquosos contêm mais energia que o $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ isolados.
2	2	14,8 kJ serão liberados na dissolução de 1 mol de $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$.
3	3	a dissolução do $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ em $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ provoca o esfriamento do líquido.
4	4	a temperatura do béquer permanecerá constante.

0 0 Como a variação de entalpia é positiva o processo é endotérmico.

1 1 Como o processo é endotérmico os produtos terão maior conteúdo energético que os reagentes.

2 2 A dissolução de 1 mol de cloreto de amônio absorve 14,8 kJ.

3 3 Se o processo é endotérmico ele retira calor do líquido resfriando o mesmo.

4 4 As paredes do recipiente também perdem calor e resfriam.

173)(Covest-2009) Gases, líquidos e sólidos exemplificam estados físicos da matéria e o conhecimento adequado das propriedades destes estados, permite afirmar que:

0	0	um gás tende a ocupar o volume total do recipiente que o contém.
1	1	a solubilidade de um gás em um líquido depende da pressão parcial exercida por esse gás sobre o líquido.
2	2	bolhas de gás tendem a elevar-se no interior de um líquido e crescem à medida que se deslocam para alcançar a superfície.
3	3	substâncias no estado sólido sempre têm densidade maior do que no estado líquido.
4	4	em um sistema constituído por dois gases, o gás com maior massa molar exerce a maior pressão parcial.

0 0 Os gases ocupam todo espaço disponível.

1 1 A solubilidade de um gás depende da pressão exercida sobre ele e da temperatura.

2 2 A medida que uma bolha sobe, a pressão externa diminui e, aumenta de tamanho.

3 3 Algumas substâncias sólidas possuem densidade menor que alguns líquidos.

4 4 A pressão parcial de um gás depende também do número de mols e da densidade do gás.

174)(Covest-2009) No decorrer do tempo, diferentes modelos foram propostos e aplicados ao estudo da estrutura do átomo. Interpretações consistentes com as idéias básicas desses modelos, permitem afirmar que:

0	0	a experiência de Rutherford sugere que prótons e elétrons estão distribuídos uniformemente no interior do átomo
1	1	o modelo proposto por Bohr introduziu o conceito de orbital atômico.
2	2	energia é liberada quando um elétron migra do estado fundamental para um estado excitado.
3	3	o modelo mecânico-quântico do átomo define órbitas circulares, nas quais o elétron se movimenta ao redor do núcleo.
4	4	um dos sucessos do modelo de Bohr para o átomo foi a explicação das raias no espectro atômico do hidrogênio.

0-0) A experiência de Rutherford levou à concepção do núcleo atômico, contendo toda a carga positiva e praticamente toda a massa do átomo.

1-1) O conceito de orbital surgiu com a mecânica quântica.

2-2) Quando um elétron migra do estado fundamental para um estado excitado, há absorção de energia.

3-3) O modelo mecânico-quântico define a probabilidade de o elétron estar a uma certa distância do núcleo atômico numa dada direção.

4-4) O objetivo de Bohr foi propor um modelo teórico que explicasse o espectro atômico do hidrogênio.

175)(Covest-2009) Entre as seguintes espécies nucleares

I	II	III	IV	V	VI
${}_{91}\text{Pa}^{235}$	${}_{92}\text{U}^{235}$	${}_{92}\text{U}^{238}$	${}_{93}\text{Np}^{239}$	${}_{94}\text{Pu}^{235}$	${}_{94}\text{Pu}^{239}$

com representações caracterizadas pelo número de carga (número atômico) e número de massa,

0	0	(IV) e (VI) possuem o mesmo número de massa e são isóbaros.
1	1	(III) e (IV) possuem o mesmo número de nêutrons e são isótonos.
2	2	(I), (II) e (V) possuem o mesmo número de prótons + nêutrons e são isótopos.
3	3	(II) e (V) possuem o mesmo número de massa e são alótropos.
4	4	os constituintes dos pares [(II) e (III)] ou [(V) e (VI)] possuem a mesma carga e são isômeros nucleares.

0 0 Os átomos ${}_{93}\text{Np}^{239}$ e ${}_{94}\text{Pu}^{239}$ são isóbaros por terem massas iguais e nº atômicos diferentes.

1 1 Os átomos ${}_{92}\text{U}^{238}$ ($N = 238 - 92 = 146$) e ${}_{93}\text{Np}^{239}$ ($N = 239 - 93 = 146$) são isótonos por terem mesmo número de nêutrons e diferentes nº de massa e atômicos).

2 2 Os nº de massa (prótons + nêutrons) são, respectivamente, 235, 235 e 235, então são ISÓBAROS.

3 3 Os átomos possuem mesmo nº de massa e são ISÓBAROS.

4 4 Os átomos são isótopos.

176)(Covest-2009) O elemento carbono ($Z = 6$) pode ser encontrado na forma de grafite ou diamante, entre outras. Com oxigênio molecular ($Z = 8$), a combustão da grafite ou do diamante pode produzir monóxido e/ou dióxido de carbono. Sobre este assunto, é correto afirmar que:

0	0	grafite e diamante são variedades alotrópicas do carbono. A diferença entre elas está nas ligações químicas que os átomos de carbono realizam em cada substância.
1	1	grafite, diamante e dióxido de carbono são substâncias simples. Nestas substâncias encontramos somente ligações covalentes.
2	2	no diamante, o carbono apresenta orbitais híbridos do tipo sp^3 , enquanto que na grafite os orbitais são do tipo sp^2 .
3	3	o oxigênio apresenta o mesmo estado de oxidação nas moléculas de monóxido e de dióxido de carbono. Por outro lado, o carbono está mais oxidado na molécula do dióxido de carbono do que no monóxido de carbono.
4	4	todas as substâncias mencionadas no texto acima são covalentes apolares.

0 0 As variedades alotrópicas do carbono (diamante e grafite) diferem quanto estrutura cristalina de seus átomos que possuem hibridizações sp^3 e sp^2 , respectivamente.

1 1 Diamante e grafite são substâncias simples, mas o CO_2 é uma substância composta.

2 2 Correto, conforme comentário no item (00).

3 3 O oxigênio nos dois compostos tem $Nox = -2$ e o carbono $Nox = +2$ no CO e $Nox = +4$, no CO_2 .

4 4 O CO é polar.

177)(Covest-2009) Os combustíveis comercializados em postos estão constantemente sendo analisados devido à alta incidência de adulterações. Gasolina e álcool devem atender a normas específicas. O teor de água no álcool é um dos principais problemas. Na gasolina, são adicionados solventes que alteram as características do produto. Analise as proposições abaixo considerando aspectos relacionados ao álcool e à gasolina.

0	0	Água e álcool formam uma mistura homogênea, tornando difícil uma avaliação visual da qualidade do produto.
1	1	Água e gasolina formam uma mistura heterogênea, o que facilitaria a identificação da fraude.
2	2	Uma mistura 1:1 de álcool e água deve ter a mesma densidade do álcool puro e, portanto, não pode ser identificada como produto adulterado com base na medida de densidade.
3	3	A destilação de gasolina adulterada com solventes pode ser uma alternativa para identificar gasolina adulterada.
4	4	A água pode realizar ligações de hidrogênio com o álcool, o que facilita a dissolução dela no combustível.

0 0 Água e álcool são miscíveis entre si, constituindo uma mistura homogênea.

1 1 Água (polar) e gasolina (apolar) são líquidos imiscíveis, constituindo uma mistura heterogênea.

2 2 A densidade da mistura é diferente da densidade do álcool puro.

3 3 Por se tratar de uma mistura homogênea a destilação fracionada pode ser usada para separar seus componentes.

4 4 Álcool e água formam ligações intermoleculares do tipo ponte de hidrogênio (H ligado a F, O ou N).

178)(Covest-2009) O nitrogênio ($Z = 7$) é um importante constituinte dos sistemas biológicos, particularmente nas proteínas. No entanto, boa parte do nitrogênio se encontra na atmosfera na forma de molécula diatômica. Industrialmente, sua fixação se dá pela reação do nitrogênio molecular com gás hidrogênio ($Z = 1$), para produzir amônia. Sobre esse assunto, analise as afirmações abaixo.

0	0	A reação de fixação é uma reação redox, onde o nitrogênio atua como agente redutor.
1	1	O átomo de nitrogênio é mais eletronegativo que o átomo de hidrogênio.
2	2	A molécula de nitrogênio apresenta uma ligação σ (sigma) e duas ligações π (pi).
3	3	Cada átomo de nitrogênio, na molécula diatômica, apresenta um par de elétrons não compartilhados.
4	4	Os coeficientes estequiométricos do nitrogênio, do hidrogênio e da amônia na reação de fixação, são 1, 3 e 2, respectivamente.

0 0 O Nox do nitrogênio varia de 0 para -3 sofrendo redução, portanto, é oxidante.

1 1 Correto.

2 2 O N_2 possui uma ligação tripla entre os átomos de nitrogênio (1 sigma e 2 pi).

3 3 O nitrogênio possui 5 elétrons na camada de valência, sendo três desemparelhados, responsáveis pelas ligações covalentes) e dois elétrons isolados num mesmo orbital.

4 4 A equação de formação da amônia é $1 N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$.

179)(Covest-2009) As reações químicas nem sempre atingem o equilíbrio. A velocidade com que elas ocorrem varia muito de sistema para sistema, sofrendo influência de catalisadores e da temperatura. De um modo geral:

0	0	um catalisador permite que uma reação ocorra por um caminho de menor energia de ativação.
1	1	no início, a velocidade de uma reação é mais elevada porque as concentrações dos reagentes são maiores.
2	2	o aumento da concentração de um reagente aumenta a velocidade de uma reação porque aumenta a constante de velocidade da reação direta.
3	3	a constante de equilíbrio de uma reação elementar é igual à constante de velocidade da reação direta dividida pela constante de velocidade da reação inversa.
4	4	se uma reação apresenta grande energia de ativação, deverá também apresentar constante de velocidade de valor elevado.

0 0 O catalisador diminui a energia de ativação de uma reação.

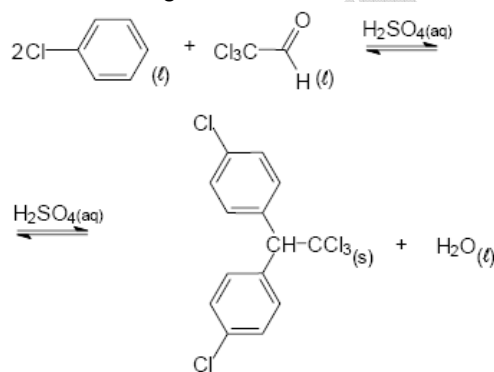
1 1 Senda máxima a concentração dos reagentes, no início da reação, teremos uma maior velocidade.

2 2 O aumento da concentração de um dos reagentes aumenta a velocidade de uma reação mas, não altera a constante de velocidade.

3 3 Nas reações elementares, a constante de equilíbrio é igual ao quociente entre as constantes das velocidades direta e inversa.

4 4 Quanto maior a energia de ativação menor será o valor da constante da velocidade.

180)(Covest-2009) O DDT (da sigla de Dicloro-Difenil-Tricloroetano) foi o primeiro pesticida moderno, tendo sido largamente usado após a Segunda Guerra Mundial. Analise a equação química de síntese do DDT e julgue quanto à correção dos itens a seguir.



0	0	O nome de um dos reagentes é clorobenzeno.
1	1	Quando a reação atingir o equilíbrio, as concentrações dos reagentes serão iguais a zero.
2	2	O ácido sulfúrico age como um catalisador.
3	3	O nome do DDT segundo a IUPAC é: 1,1,1-tricloro-2,2-bis(p-clorofenil)etano.
4	4	Esta reação é classificada como: substituição nucleofílica aromática.

0-0) Clorobenzeno ou cloreto de fenila.

1-1) No equilíbrio químico, sempre existe uma mistura dos reagentes e produtos, cuja composição depende do valor numérico da constante de equilíbrio.

2-2) O ácido sulfúrico acelera a reação e não é consumido.

3-3) O nome está de acordo com a IUPAC.

4-4) É uma reação de condensação.

181)(Covest-2009) Qual deve ser a concentração, em milimol por litro, de uma solução de um ácido HA, cujo $\text{pK}_a = 6$, para que a mesma tenha um $\text{pH} = 4$?

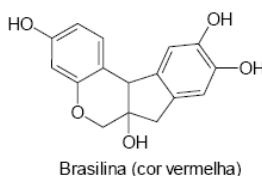
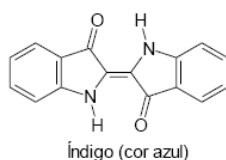
Resp: 10



$$K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}] \rightarrow 10^{-6} = 10^{-4} \times 10^{-4} / x, \text{ então, } x = 10^{-8} : 10^{-6} \rightarrow x = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{Então } x = 10^{-2} \times 10^3 = 10 \text{ milimol/L}$$

182)(Covest-2009) Os compostos representados pelas estruturas abaixo são corantes bastante conhecidos. De acordo com as estruturas, analise as afirmações a seguir.



0	0	O índigo apresenta quatro anéis aromáticos.
1	1	Todos os carbonos presentes na molécula do índigo possuem hibridização sp^2 .
2	2	Todos os carbonos presentes na molécula da brasilina possuem hibridização sp^3 .
3	3	A brasilina apresenta quatro grupos fenol.
4	4	Na molécula do índigo, os anéis aromáticos estão conjugados entre si. O mesmo não ocorre no caso da brasilina.

0 0 Possui dois anéis aromáticos.

1 1 Todos os carbonos possuem duas ligações simples e uma ligação dupla, que é híbrido sp^2 .

2 2 Todos possuem hibridização sp^2 .

3 3 Possui 3 grupos FENOL e um grupo dos ALCOÓIS.

4 4 Todos carbonos são híbridos sp^2 , o que permite a conjugação (ressonância) entre os anéis benzênicos

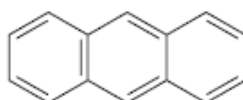
183)(Covest-2009) De acordo com as estruturas abaixo, podemos afirmar que



Ciclo-hexano



Benzeno



Antraceno

0	0	o ciclo – hexano e o benzeno podem ser considerados isômeros uma vez que possuem o mesmo número de átomos de carbono.
1	1	o benzeno e o antraceno são hidrocarbonetos aromáticos.
2	2	as moléculas de benzeno e antraceno são planas devido ao fato de possuírem todos os carbonos com hibridização sp^2 .
3	3	a molécula do ciclo – hexano também é plana, apesar de apresentar carbonos sp^3 .
4	4	ciclo – hexano, benzeno e antraceno apresentam, respectivamente, as seguintes fórmulas moleculares: C_6H_{12} , C_6H_6 e $C_{14}H_{10}$.

0 0) O ciclo – hexano (C_6H_{12}) e o benzeno (C_6H_6) não possuem mesma fórmula molecular, então não são isômeros.

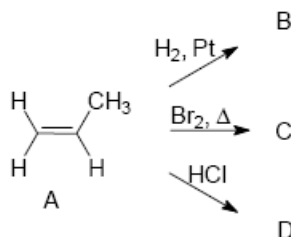
1 1) Por possuírem o anel benzênico são aromáticos..

2 2) Os orbitais sp^2 são planares e como nos compostos só existem este tipo de orbital os compostos são planares.

3 3) O ciclo – hexano não é planar e tem sua conformações (barco e cadeira)

4 4) Os compostos têm as seguintes fórmulas moleculares C_6H_{12} , C_6H_6 e $C_{14}H_{10}$

184)(Covest-2009) Os alcenos podem reagir com várias substâncias como mostrado abaixo originando produtos exemplificados como B, C e D. Sobre os alcenos e os produtos exemplificados, podemos afirmar que:

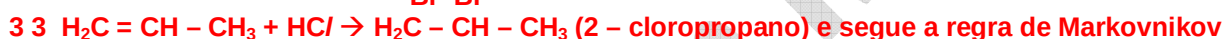


0	0	o alceno A descrito acima corresponde ao propeno.
1	1	o produto (B) da reação do reagente A com H_2 é o propeno.
2	2	o produto (C) da reação do reagente A com Br_2 é o 1, 2 – dibromopropeno.
3	3	o produto (D) da reação do reagente A com HCl é o 2 – cloropropeno, pois segue a regra de Markovnikov.
4	4	todas as reações acima são classificadas como de adição.



PROPENO

1 1 O produto B é o propeno.



4 4 As reações típicas dos alcenos são de adição.

185)(Covest-2009) O vinagre comercial contém ácido acético (CH_3COOH). Na titulação de 6,0 mL de vinagre comercial com densidade $1,01 \text{ g mL}^{-1}$, gastaram-se 10,0 mL de uma solução $0,40 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de sódio (NaOH). Qual é a porcentagem de ácido acético contido no vinagre analisado? (Dados: C = 12, H = 1 e O = 16). Anote o inteiro mais próximo.

Resp: 04



$d = 1,01 \text{ g/mL} \quad V = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$

$V = 6 \text{ mL} \quad 0,40 \text{ mol/L} \rightarrow n_{\text{base}} = 0,01 \times 0,4 = 0,004 \text{ mol}$

$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \rightarrow m_{\text{ácido}} : M_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \rightarrow m_{\text{ácido}} = 0,004 \times 60 = 0,24 \text{ g}$

$1 \text{ mL} \rightarrow 1,01 \text{ g}$

$6 \text{ mL} \rightarrow x, \text{ então, } x = 6,06 \text{ g} \rightarrow 100\%$

$0,24 \text{ g} \rightarrow x\%, \text{ portanto, } x = 3,9\% = 4\%$

186)(Covest – 2010) Em 1913, Niels Bohr propôs um modelo para o átomo de hidrogênio que era consistente com o modelo de Rutherford e explicava o espectro do átomo daquele elemento. A teoria de Bohr já não é a última palavra para a compreensão da estrutura do átomo, mas permanece como o marco do advento da teoria atômico-quântica. Em relação aos postulados e aplicações dessa teoria, podemos afirmar que:

0	0	o elétron movimenta-se ao redor do núcleo em órbitas circulares.
1	1	somente um número limitado de órbitas com determinadas energias é permitido.
2	2	ocorre necessariamente emissão de luz quando o elétron salta de uma órbita para outra.
3	3	a teoria de Bohr explica com precisão, exclusivamente, o espectro do átomo de hidrogênio.
4	4	a teoria de Bohr pode ser aplicada com sucesso na interpretação do espectro de íons como He^+ e Li^{2+} , que contêm um único elétron.

0-0) Verdadeira. A afirmação constitui o primeiro postulado de Bohr.

1-1) Verdadeira. Esta afirmação constitui o princípio da quantização da energia das órbitas.

2-2) Falsa. A luz é emitida quando o elétron salta de uma órbita de maior energia para outra de menor energia.

3-3) Falsa. A teoria de Bohr pode ser aplicada a outras espécies químicas monoelétrônicas (veja resposta do item 4-4).

4-4) Verdadeira. Além do espectro do átomo de hidrogênio, a teoria de Bohr é aplicada com êxito no estudo dos espectros de íons hidrogenóides, tipo He^+ e Li^{2+} .

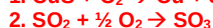
187)(Covest – 2010) Ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um importante insumo industrial, obtido como subproduto do refino de cobre. A matéria prima deste processo, sulfeto de cobre (CuS) é decomposta termicamente, na presença de oxigênio, produzindo cobre metálico e SO_2 . Por ser um gás tóxico, o SO_2 não pode ser liberado no ambiente, e, portanto, é oxidado a SO_3 , que em seguida reage com água para formar ácido sulfúrico. Ao iniciarmos o processo com 19,1 toneladas de sulfeto de cobre puro, e assumindo um rendimento de 100% em todas as etapas, podemos afirmar que serão:

(Dadas as massas atômicas: Cu, 63,5 g/mol; S, 32 g/mol; O, 16 g/mol e H, 1 g/mol).

0	0	consumidos 300.000 mols de oxigênio molecular.
1	1	consumidos 200.000 mols de água.
2	2	produzidos e posteriormente consumidos 80.000 mols de SO_3 .
3	3	produzidas 196 toneladas de ácido sulfúrico.
4	4	produzidas 1,31 toneladas de cobre metálico.

A massa molar do CuS é $32 + 63,5 = 95,5$ g/mol. Em 19,1 toneladas tem-se $19,1 \times 10^6 / 95,5$ g/mol = 200.000 mols de CuS .

As reações são as seguintes:



0-0) Verdadeira. São consumidos 200.000 mols na reação 1 + 100.000 na reação 2.

1-1) Verdadeira. São consumidos 200.000 mols na reação 3.

2-2) Falsa. São produzidos na reação 2 e posteriormente consumidos na reação 3, 200.000 mols de SO_3 .

3-3) Falsa. São produzidas $200.000 \times 98 \times 10^{-6} = 19,6$ toneladas de ácido sulfúrico na reação 3.

4-4) Falsa. São produzidas $200.000 \times 63,5 \times 10^{-6} = 12,7$ toneladas de cobre na reação 1.

188)(Covest – 2010) Dados termodinâmicos de alguns combustíveis são apresentados abaixo nas condições padrão e a 25 °C:

Substância	Energia livre de formação (kJ/mol)	Entalpia de formação (kJ/mol)	Entalpia de Combustão (kJ/mol)
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	- 74,78	- 277,69	- 1.368
C_2H_4	+ 8,15	+ 52,26	- 1.411
C_2H_6	- 32,82	- 84,68	- 1.560

Podemos afirmar que nas condições padrão e a 25 °C:

0	0	a combustão das três substâncias é endotérmica
1	1	a formação do etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), a partir de seus elementos nas formas mais estáveis, é espontânea.
2	2	a combustão de 1 mol de etano (C_2H_6) libera menos calor que a combustão de 1 mol de eteno (C_2H_4).
3	3	a combustão de 100 g de etanol libera menos calor que a combustão de 100 g de eteno. ($\text{C} = 12$ g/mol e $\text{H} = 1$ g/mol).
4	4	a formação de eteno, a partir de seus elementos nas formas mais estáveis, ocorre com liberação de calor.

0-0) Falsa. Toda combustão é exotérmica, o que também pode ser confirmado pelos valores negativos de entalpia de combustão da tabela.

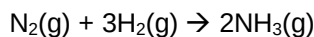
1-1) Verdadeira. A energia livre de formação do etanol, de acordo com a tabela, é negativa.

2-2) Falsa. A combustão de 1mol de etano libera 1.560 kJ de calor enquanto que a combustão de um mol de eteno libera 1411 kJ.

3-3) Verdadeira. A combustão de 100 g de etanol libera $x = (100/46) \times 1.368$ kJ de calor. A combustão de 100 g de eteno libera $y = (100/28) \times 1.411$ kJ de calor. $x/y = (28 \times 1.368) / (46 \times 1.411) < 1$, logo $x < 1$.

4-4) Falsa. A entalpia de formação do eteno é positiva e, portanto, ocorre com absorção de calor.

189)(Covest – 2010) Industrialmente, a síntese da amônia é realizada através da reação:



Assumindo que esta reação tenha atingido o equilíbrio, podemos dizer que:

0	0	a adição de mais nitrogênio provocará a formação de mais amônia.
1	1	a remoção de amônia provocará a formação de mais amônia.
2	2	a adição de um catalisador irá provocar a formação de mais amônia.
3	3	um aumento de temperatura irá favorecer a reação no sentido exotérmico.
4	4	uma diminuição do volume reacional irá provocar a formação de mais amônia.

0-0) Verdadeira. Segundo o princípio de Le Chatelier, a adição de reagentes (no caso nitrogênio) perturba o equilíbrio no sentido de formação de mais produtos (no caso amônia).

1-1) Verdadeira. Segundo o princípio de Le Chatelier, a adição de produtos perturba o equilíbrio no sentido de formação de mais produtos (amônia).

2-2) Falsa. Um catalisador não altera a posição de equilíbrio. Ele atua somente na velocidade para se atingir o equilíbrio.

3-3) Falsa. Um aumento de temperatura favorece a absorção de calor, e, portanto, favorece a reação no sentido endotérmico.

4-4) Verdadeira. A diminuição de volume desloca o equilíbrio para o sentido de menor número de mols de espécies gasosas.

190)(Covest – 2010) A reação de cloro gasoso (Cl_2) com ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) em meio ácido tem como produtos íon cloreto (Cl^-) e gás carbônico (CO_2). Sobre esta reação, avalie os comentários abaixo.

0	0	O cloro gasoso atua como agente oxidante.
1	1	O carbono é oxidado de +2 para +4.
2	2	Além das substâncias mencionadas no texto, a equação balanceada para esta reação tem como reagente a água.
3	3	O coeficiente estequiométrico do Cl_2 na equação balanceada é 1.
4	4	3 mols de elétrons são transferidos por cada mol de ácido oxálico que reage.

0-0) Verdadeira. O cloro gasoso (com número de oxidação zero) foi reduzido a íon cloreto (número de oxidação -1) e, portanto, é o agente oxidante nesta reação.

1-1) Falsa. O estado de oxidação do carbono no ácido oxálico é +3.

2-2) Falsa. A equação balanceada é $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}^+$.

3-3) Verdadeira. Como pode ser visto na equação acima, o coeficiente é 1.

4-4) Falsa. Para cada mol de ácido oxálico que reage, são transferidos 2 elétrons.

191)(Covest – 2010) A reação de H_2 com I_2 obedece à seguinte lei de velocidade de reação:

$$v = k [\text{H}_2][\text{I}_2]$$

com uma energia de ativação de 70 kJ/mol.

Considerando estes dados, podemos afirmar que:

0	0	a reação é de segunda ordem.
1	1	quando dobrarmos a temperatura, a velocidade da reação também irá dobrar.
2	2	quando dobrarmos a concentração de I_2 , a velocidade da reação irá quadruplicar
3	3	a constante de reação irá aumentar com o aumento de temperatura.
4	4	para concentrações iguais de H_2 e de I_2 a reação estará em equilíbrio.

0-0) Verdadeira. A reação é de segunda ordem: primeira ordem em relação a H_2 e primeira ordem em relação a I_2 .

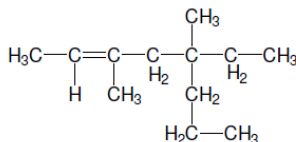
1-1) Falsa. O efeito da temperatura é exponencial sobre a velocidade da reação.

2-2) Falsa. A reação é de primeira ordem em relação a I_2 ; portanto, a velocidade irá dobrar.

3-3) Verdadeira. A energia de ativação é positiva; logo, $k = A \exp(-70 \times 10^3 / RT)$.

4-4) Falsa. Não existe informação sobre a constante de equilíbrio para esta reação no texto.

192)(Covest – 2010) Em relação ao hidrocarboneto a seguir, podemos fazer as seguintes afirmações.



0	0	É um composto que apresenta isomeria cis – trans.
1	1	É um composto que não apresenta isomeria de função.
2	2	Seu nome é 3, 5 – dimetil – 3 – n – propil – 5 – hepteno.
3	3	Apresenta somente ligações sp^3 .
4	4	É um composto que apresenta um carbono quiral.

0-0) Verdadeira. É um composto que apresenta isomeria cis-trans.

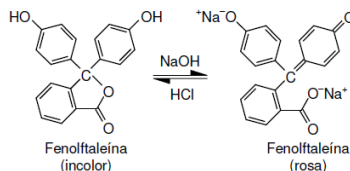
1-1) Verdadeira. É um composto que não apresenta isomeria de função; é um hidrocarboneto não funcionalizado.

2-2) Falsa. O nome do composto segundo a IUPAC é 3, 5 – dimetil – 5 – etil – 2 – octeno.

3-3) Falsa. O composto apresenta ligações sp^2 e sp^3 .

4-4) Verdadeira. O composto apresenta um carbono quiral (no C5 da cadeia principal).

193)(Covest – 2010) Sobre a fenolftaleína, que é uma substância orgânica muito utilizada como indicador em titulações ácido – base, e de acordo com a reação abaixo, podemos afirmar que:



0	0	A fenolftaleína (incolor) apresenta um caráter básico devido à presença de grupos fenol.
1	1	A fenolftaleína (rosa) é um sal orgânico.
2	2	Na fenolftaleína (incolor), não existe conjugação entre os anéis aromáticos.
3	3	A fenolftaleína (incolor) apresenta uma carbonila conjugada ao anel aromático vizinho.
4	4	A transição entre as espécies fenolftaleína (incolor) e fenolftaleína (rosa) é reversível e pode ser controlada pelo excesso dos reagentes NaOH ou HCl.

0-0) Falsa. A fenolftaleína (incolor) apresenta um caráter ácido, pois apresenta dois grupos fenol.

1-1) Verdadeira. A fenolftaleína (rosa) é um sal orgânico de sódio.

2-2) Verdadeira. Na fenolftaleína (incolor), os anéis aromáticos estão ligados através de um carbono central que apresenta apenas ligações sp^3 , impedindo assim a conjugação.

3-3) Verdadeira. A fenolftaleína (incolor) apresenta uma carbonila (carbono sp^2) conjugada ao anel aromático vizinho (carbono sp^2).

4-4) Verdadeira. A transição entre as espécies fenolftaleína (incolor) e fenolftaleína (rosa) é reversível e pode ser controlada pelo excesso dos reagentes NaOH (base) ou HCl (ácido).

194)(Covest – 2010) As estalactites são muito comuns em cavernas e compostas basicamente por $CaCO_3$. São originadas por ação das águas da chuva e do gás carbônico atmosférico ($CO_2(g)$) sobre o terreno calcário ($CaCO_3(s)$, insolúvel em água), que se infiltram no solo chegando assim até as cavernas. Sobre este fenômeno, podemos dizer:

0	0	a água da chuva é capaz de dissolver o gás carbônico, gerando soluções diluídas de ácido carbônico, de acordo com a equação: $CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq)$.
1	1	o carbonato de cálcio se dissolve na água, em grande quantidade no período das chuvas, dando origem às estalactites.
2	2	sabendo-se que o bicarbonato de cálcio é solúvel em água, é razoável afirmar que o ácido carbônico formado pela água da chuva ataca o carbonato de cálcio, gerando o bicarbonato de cálcio: $H_2CO_3(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow Ca(HCO_3)_2(aq)$.
3	3	se adicionarmos $HCl(aq)$ a uma estalactite, deverá ocorrer a liberação de gás cloro ($Cl_2(g)$).
4	4	considerando que a quantidade de $CO_2(g)$ dentro de uma caverna é muito baixa, podemos afirmar que, ao chegar na caverna, os equilíbrios iônicos existentes na água da chuva tendem a favorecer o processo de formação das estalactites.

0-0) Verdadeira. O gás carbônico, ao se dissolver na água, gera ácido carbônico.

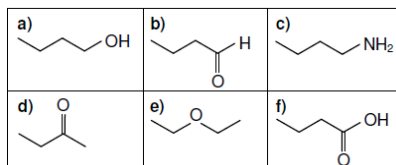
1-1) Falsa. O carbonato de cálcio é insolúvel em água mesmo em grande quantidade.

2-2) Verdadeira. O bicarbonato de cálcio é a forma ácida do respectivo carbonato, que pode ser gerado a partir de um ácido.

3-3) Falsa. Quando o HCl é acrescentado ao CaCO_3 o gás liberado é o CO_2 , com formação de CaCl_2 .

4-4) Verdadeira. Sendo a quantidade de $\text{CO}_2(\text{g})$ no ambiente baixa, o equilíbrio será deslocado no sentido dos reagentes e conseqüente formação de estalactites (precipitação de CaCO_3).

195)(Covest – 2010) De acordo com as estruturas abaixo, podemos afirmar que:



0	0	o n-butanol (a) tem ponto de ebulição maior que o seu respectivo isômero de função, o éter dietílico (e), devido às ligações de hidrogênio formadas entre as moléculas dos álcoois.
1	1	o butiraldeído (b) é o isômero de função da butanona (d). Ambos apresentam a hidroxila como grupo funcional.
2	2	o composto (c) é uma amina. As aminas têm como uma de suas principais características, o caráter básico proporcionado pelo par de elétrons livre do átomo de nitrogênio.
3	3	o ácido n - butanoico (f) apresenta uma carboxila como grupo funcional. Os ácidos carboxílicos, assim como as cetonas e os aldeídos, apresentam uma carbonila na sua estrutura; no entanto suas propriedades são diferentes (acidez e ponto de fusão mais elevado) devido à presença da hidroxila ligada à carbonila.
4	4	a reação entre o ácido n-butanoico e o n-butanol deve gerar um éster, o n-butanoato de n-butila.

0-0) Verdadeira. O n-butanol (a) tem ponto de ebulição maior que o seu respectivo isômero de função, o éter dietílico (e), devido às ligações de hidrogênio formadas entre as moléculas dos álcoois.

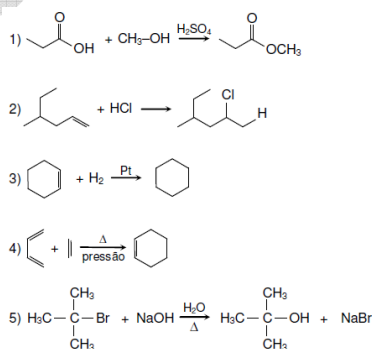
1-1) Falsa. O butiraldeído (b) é o isômero de função da butanona (d). Ambos apresentam a carbonila como grupo funcional.

2-2) Verdadeira. O composto (c) é uma amina. As aminas têm como principal característica o caráter básico proporcionado pelo par de elétrons livre do átomo de nitrogênio.

3-3) Verdadeira. O ácido n-butanoico (f) apresenta uma carboxila como grupo funcional. Os ácidos carboxílicos, assim como as cetonas e os aldeídos, apresentam uma carbonila na sua estrutura; no entanto, suas propriedades são diferentes (acidez e ponto de fusão mais elevado) devido à presença da hidroxila ligada à carbonila.

4-4) Verdadeira. A reação entre o ácido nbutanoico e o n-butanol (reação de esterificação) deve gerar um éster, o nbutanoato de n-butila.

196)(Covest – 2010) De acordo com as reações abaixo, podemos afirmar que:



0	0	o item 1 descreve uma reação de esterificação, que tem como produto o propanoato de metila.
1	1	o item 2 descreve uma reação de adição 1,2 de um haleto de hidrogênio a uma dupla ligação. A adição do cloro segue a regra de Markovnikov.
2	2	o item 3 descreve uma reação de redução da dupla ligação, utilizando platina como catalisador.
3	3	o item 4 descreve uma reação de adição 1,4 para formação de um anel de seis carbonos, o ciclo-hexeno. Esta reação é conhecida como reação Diels-Alder.
4	4	o item 5 descreve uma reação de substituição nucleofílica do bromo por uma hidroxila.

0-0) Verdadeira. O item 1 descreve uma reação de esterificação, que tem como produto o propanoato de metila.

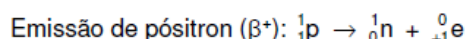
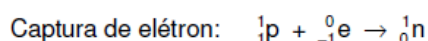
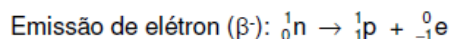
1-1) Verdadeira. O item 2 descreve uma reação de adição 1,2 de um haleto de hidrogênio a uma dupla ligação. A adição do cloro segue a regra de Markovnikov.

2-2) Verdadeira. O item 3 descreve uma reação de redução da dupla ligação, utilizando platina como catalisador.

3-3) Verdadeira. O item 4 descreve uma reação de adição 1,4 para formação de um anel de seis carbonos, o ciclohexeno. Esta reação é conhecida como reação Diels-Alder.

4-4) Verdadeira. O item 5 descreve uma reação de substituição nucleofílica do bromo por uma hidroxila.

197)(Covest – 2010) Em 1934, Enrico Fermi propôs uma teoria que explicava as formas de decaimento beta através da



Potássio – 40 (${}^{40}_{19}\text{K}$) é um nuclídeo incomum pelo fato de simultaneamente decair segundo estas três formas, decorrendo daí aumento ou diminuição do número de carga (carga nuclear) do nuclídeo. A respeito deste comportamento do ${}^{40}_{19}\text{K}$, podemos afirmar que:

0	0	A emissão de elétron conduz à formação de um nuclídeo com o menor número de carga.
1	1	A emissão de pósitron resulta na formação de nuclídeo com maior número de carga.
2	2	O mesmo tipo de nuclídeo é formado tanto por emissão quanto por captura de elétron.
3	3	Espécies nuclídicas diferentes são formadas por emissão de elétron ou de pósitron.
4	4	Emissão de pósitron ou captura de elétron conduzem à formação de nuclídeos iguais.

0-0) Falsa. Forma-se nuclídeo com maior número de carga.

1-1) Falsa. Forma-se nuclídeo com menor número de carga.

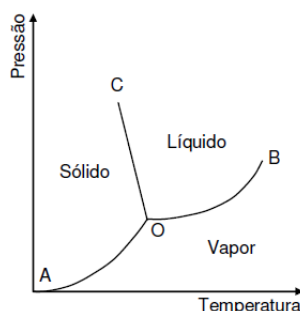
2-2) Falsa. Formam-se nuclídeos diferentes: ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ e ${}^{40}_{18}\text{Ar}$.

3-3) Verdadeira. Formam-se os nuclídeos ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ e ${}^{40}_{18}\text{Ar}$.

4-4) Verdadeira. Em ambos os casos forma-se ${}^{40}_{18}\text{Ar}$.

198)(Covest – 2010) Um sistema em equilíbrio pode consistir de certo número de fases. As três fases mais comuns são sólido, líquido e vapor. Cada fase em equilíbrio é uma região de composição uniforme. Uma forma comum de relação matemática descrevendo este tipo de equilíbrio é a regra de fases $F = C - P + 2$, onde F = número de graus de liberdade ou variância, C = número de componentes e P = número de fases.

Esta equação aplica-se de forma simples aos sistemas na ausência de ocorrência de reações e se somente temperatura, pressão e concentração puderem sofrer variação. Uma interpretação correta do diagrama de fases da água permite afirmar que:



0	0	o ponto O representa uma situação única, na qual sólido, líquido e vapor têm a mesma temperatura e pressão e, assim, estão todos em equilíbrio.
1	1	na curva OB, coexiste o equilíbrio líquido-vapor, e o número de graus de liberdade ou variância (F) é 2.
2	2	existe um único valor de F para o qual o número de componentes (C) é igual ao número de fases (P).
3	3	no ponto triplo, a temperatura é muito estável, não variando enquanto as três fases estiverem presentes.
4	4	para uma região do diagrama onde $F = 1$, uma única fase está presente.

0-0) Verdadeira. No ponto triplo ($F = 0$), as três fases existem no equilíbrio.

1-1) Falsa. Para o equilíbrio líquido-vapor, o número de graus de liberdade (F) é 1.

2-2) Verdadeira. Para $C = P$, ocorre igualdade quando $F=2$.

3-3) Verdadeira. Enquanto existir o equilíbrio, as três fases estarão sujeitas à mesma temperatura e pressão.

4-4) Falsa. Para uma região do diagrama onde $F = 1$, duas fases estão presentes.

- 199)(Covest – 2010) O íon hidrogênio, H^+ , existe somente na fase gasosa e a altas temperaturas. Em outras condições, o campo elétrico intensamente concentrado do próton isolado assegura que ele vai interagir fortemente com outros átomos na sua vizinhança, aderindo a moléculas ou a íons contendo tais átomos. A competição entre diferentes espécies químicas por íons hidrogênio tem significado relevante na formulação dos conceitos de Brønsted e Lowry para ácido e base, em meio aquoso. O modelo por eles proposto é consistente com as seguintes afirmações:

0	0	ácidos e bases existem como pares conjugados, cujas fórmulas estão relacionadas pelo ganho ou perda de um íon hidrogênio, H^+ .
1	1	a teoria de Brønsted e Lowry explica a relação entre a força de um ácido e a de sua base conjugada.
2	2	nas reações ácido - base, a água aceita íons H^+ dos ácidos para formar uma base.
3	3	a teoria de Brønsted e Lowry pode ser expandida para incluir outros solventes, além da água, e reações que ocorrem nas fases gasosa ou líquida.
4	4	ácidos e bases fortes parecem ter a mesma força quando dissolvidos em água.

0-0) Verdadeira. Pares conjugados ácido-base diferem por um próton.

1-1) Verdadeira. Quanto mais forte o ácido, mais fraca a base conjugada.

2-2) Falsa. Aceita íons H^+ dos ácidos para formar o íon H_3O^+ que age como ácido.

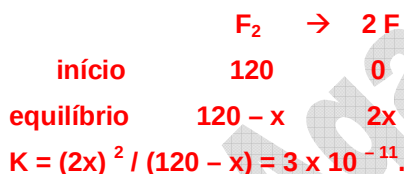
3-3) Verdadeira. A teoria é abrangente, não se limitando à presença da água ou meio aquoso.

4-4) Verdadeira. O fenômeno é conhecido como efeito nivelador da água.

- 200)(Covest – 2010) A reação de decomposição do flúor molecular (F_2) gasoso em átomos de flúor gasosos possui uma constante de equilíbrio igual a 3×10^{-11} . Se a pressão inicial de flúor molecular for de 120 bar, a pressão dos átomos de flúor no equilíbrio será de $n \times 10^{-5}$. Calcule o valor de n .

Resposta: 03

Cálculos:



Como a constante de equilíbrio é muito pequena, x também será muito pequeno e, portanto, $120 - x = 120$.

$$\text{Logo, } x = (3 \times 10^{-11} \times 120/4)^{1/2} = 3 \times 10^{-5}.$$

Assim, $n = 3$.

- 201)(Covest – 2010) Um bom vinho apresenta uma graduação alcoólica de cerca de 13% (v/v). Levando-se em consideração que a densidade do etanol é 0,789 g/mL, a concentração de etanol, em mol/L, do vinho em questão, será (assinale o inteiro mais próximo):
 Dados: C = 12 g/mol, H = 1 g/mol e O = 16 g/mol.

Resposta: 02

Justificativa:



1L vinho $\rightarrow$ 0,130 L etanol

densidade do etanol = 0,789 g/mL

$x = 130 \text{ mL} \times 0,789 \text{ g/mL}$

$x = 102,57 \text{ g de etanol}$

[Etanol] = $102,57 \text{ g} / (46 \text{ g/mol} \times 1 \text{ L}) = 2,23 \text{ mol/L}$, cujo inteiro mais próximo é 02 mol/L.

202)(Covest – 2011) Massas iguais de metano, CH_4 , e hexa-fluoreto de enxofre, SF_6 , foram introduzidas em recipientes separados, de iguais volumes, à mesma temperatura. A massa molar do hexa-fluoreto de enxofre é maior do que a massa molar do metano. Na tentativa de descrever corretamente a relação de comportamento dos dois gases armazenados nos respectivos recipientes, admitindo-se comportamento ideal, podemos afirmar que:

0	0	ambos os recipientes contêm o mesmo número de moléculas.
1	1	as pressões exercidas pelos gases nos dois recipientes são diferentes.
2	2	as quantidades de matéria dos dois gases nos recipientes são diferentes.
3	3	as massas molares dos dois gases, a uma dada temperatura e pressão, são iguais.
4	4	os volumes molares dos dois gases, a uma dada temperatura e pressão, são iguais.

0-0) FALSA. Massas iguais de gases diferentes não contêm o mesmo número de moléculas.

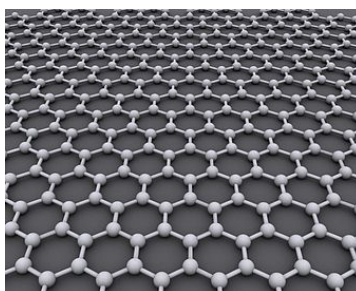
1-1) VERDADEIRA. Números diferentes de moléculas distintas, em volumes iguais de gases à mesma temperatura, exercem pressões diferentes.

2-2) VERDADEIRA. Massas iguais de gases com massas molares diferentes representam quantidades de matéria diferentes.

3-3) FALSA. Massas molares de gases diferentes são diferentes e independem da pressão ou da temperatura.

4-4) VERDADEIRA. A igualdade dos volumes é uma decorrência do princípio de Avogadro.

203)(Covest – 2011) Conforme noticiado pela imprensa, "uma substância comum, mas em um formato incomum" rendeu aos cientistas de origem russa Andre Geim e Konstantin Novoselov o Premio Nobel de Física de 2010. A substância denominada grafeno, uma folha super-resistente de carbono isolada do grafite, de apenas um átomo de espessura, na qual os átomos estão arranados em uma sucessão de hexágonos microscópicos, constitui o mais fino e forte material conhecido, sendo um excelente condutor de eletricidade e calor.



O conhecimento da disposição hexagonal do arranjo dos átomos de carbono no grafeno (veja figura), da configuração eletrônica do carbono, do número de ligações e ângulos entre elas, em cada átomo, permite prever a ocorrência de ligações covalentes:

0	0	do tipo σ entre os átomos de carbono.
1	1	do tipo π entre os átomos de carbono.
2	2	entre orbitais híbridos sp dos átomos de carbono.
3	3	entre orbitais híbridos sp^2 dos átomos de carbono.
4	4	entre orbitais híbridos sp^3 dos átomos de carbono.

0-0) VERDADEIRA. As ligações entre orbitais que se interpenetram frontalmente, segundo um mesmo eixo, são do tipo σ .

1-1) VERDADEIRA. As ligações entre orbitais que se interpenetram segundo eixos paralelos são do tipo π .

2-2) FALSA. O ângulo entre as ligações de cada átomo de carbono não possibilita o envolvimento de orbital híbrido sp .

3-3) VERDADEIRA. O ângulo entre as ligações de cada átomo de carbono possibilita o envolvimento de orbital híbrido sp^2 .

4-4) FALSA. O ângulo entre as ligações de cada átomo de carbono não possibilita o envolvimento de orbital híbrido sp^3 .

204)(Covest – 2011) Foram colocados para reagir com excesso de oxigênio, 10 cm^3 de um gás em um eudiômetro (aparelho para medir variações no volume de gases durante reações químicas). Após a amostra retornar às condições ambiente, constatou-se uma diminuição de 5 cm^3 no volume. Com base nesses fatos, podemos afirmar que o gás em questão, poderia ser:

0	0	Hidrogênio
1	1	Metano
2	2	Etino
3	3	Monóxido de carbono
4	4	Dióxido de enxofre

0-0) FALSA. $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$: a razão de combinação dos volumes de gases reagentes e formação de água líquida como produto não satisfaz a redução de volume informada no enunciado.

1-1) FALSA. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$: a razão de combinação dos volumes de gases reagentes não satisfaz a redução de volume informada no enunciado.

2-2) FALSA. $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$: a razão de combinação dos volumes de gases reagentes não satisfaz a redução de volume informada no enunciado.

3-3) VERDADEIRA. $\text{CO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$:

1 vol $\frac{1}{2}$ vol 1 vol

$10 \text{ cm}^3 \ 5 \text{ cm}^3 \rightarrow 10 \text{ cm}^3$ (antes da reação) $\rightarrow 10 \text{ cm}^3$ (depois da reação)

Redução de volume = $10 + 5 - x = 10$ $x = 5 \text{ mL}$

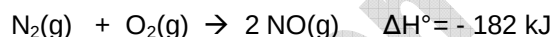
A razão de combinação dos volumes de gases reagentes satisfaz as condições do enunciado.

4-4) VERDADEIRA. A reação é análoga à do monóxido de carbono no item (3-3) acima; logo, a afirmação é correta.

205)(Covest – 2011) Um estado de equilíbrio é uma condição de balanceamento entre dois processos opostos. Um sistema está em equilíbrio químico quando as reações, direta e inversa, estão se processando com iguais velocidades, de tal modo que as concentrações das substâncias reagentes não variam com o tempo.

Em 1864, baseados em evidência experimental, Guldberg e Waage sugeriram a existência de uma relação numérica simples entre as concentrações das espécies presentes em um sistema em equilíbrio. Daí surgiu a definição de constante de equilíbrio, K.

A reação endotérmica de formação do monóxido de nitrogênio ocorre segundo a equação



e define um sistema no estado de equilíbrio químico, para o qual:

0	0	K varia com a temperatura
1	1	K aumenta quando a temperatura aumenta.
2	2	K aumenta quando a temperatura diminui.
3	3	K aumenta com a adição de NO ao sistema.
4	4	K aumenta com a adição de N_2 ou O_2 ao sistema.

0-0) VERDADEIRA. O valor de K depende da temperatura.

1-1) FALSA. Em um processo exotérmico, o aumento de temperatura favorece o deslocamento da posição de equilíbrio no sentido que absorve energia (formação dos reagentes N_2 e O_2), e diminui o valor de K.

2-2) VERDADEIRA. Em um processo exotérmico, a diminuição de temperatura favorece o deslocamento da posição de equilíbrio no sentido que libera energia (formação do produto NO), e aumenta o valor de K.

3-3) FALSA. K não é afetado pela adição de NO.

4-4) FALSA. K não é afetado pela adição de N_2 e O_2 .

206)(Covest – 2011) No mesmo ano (1923) em que uma definição para ácidos e bases, mais abrangente do que a de Arrhenius, era proposta por Brönsted e Lowry, um novo conceito foi elaborado por Lewis, fundamentado na teoria eletrônica da valência. De acordo com a interpretação de Lewis, uma base é qualquer substância contendo um par de elétrons que possa ser doado para formar uma ligação covalente coordenada, e um ácido, qualquer substância que possa aceitar um par de elétrons para formar tal ligação.

A partir dessa informação podemos classificar como exemplo da definição do comportamento ácido-base de Lewis, a reação:

0	0	$\text{Ni} + 4 \text{CO} \rightarrow \text{Ni}(\text{CO})_4$
1	1	$\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$
2	2	$\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{NBF}_3$
3	3	$\text{Cl}^- + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlCl}_4^-$
4	4	$\text{Co} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Co}^{2+} + \text{H}_2$

0-0) VERDADEIRA. Formação de ligação covalente coordenada.

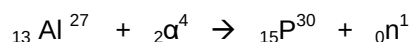
1-1) VERDADEIRA. Formação de ligação covalente coordenada.

2-2) VERDADEIRA. Formação de ligação covalente coordenada.

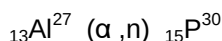
3-3) VERDADEIRA. Formação de ligação covalente coordenada.

4-4) FALSA. Reação de transferência de elétrons (oxidação-redução)

207)(Covest – 2011) Em 1934, Irene Curie e seu marido, Frederic Joliot, anunciaram a primeira síntese de um nuclídeo radioativo artificial. Bombardearam uma fina lâmina de alumínio com partículas α , obtendo o nuclídeo ${}_{15}\text{P}^{30}$, de acordo com a equação:



Nos 50 anos que se seguiram, mais de 2000 outros nuclídeos radioativos artificiais foram sintetizados. Uma notação simplificada tem sido usada para reações nucleares deste tipo, o que nos permite escrever:



Analisar as reações nucleares a seguir, para identificar a natureza verdadeira ou falsa dos produtos sugeridos.

0	0	${}_5\text{B}^{11} (p, \gamma) {}_6\text{C}^{11}$
1	1	${}_9\text{F}^{19} (n, \alpha) {}_7\text{N}^{16}$
2	2	${}_{25}\text{Mn}^{56} (p, n) {}_{26}\text{Fe}^{57}$
3	3	${}_{77}\text{Ir}^{191} (\alpha, n) {}_{79}\text{Au}^{194}$
4	4	${}_{93}\text{Np}^{237} (\alpha, 3n) {}_{95}\text{Am}^{238}$

0-0) FALSA. ${}_5\text{B}^{11} + {}_1\text{H}^1 \rightarrow \gamma + {}_6\text{C}^{11}$, ficaria verdadeiro se formasse ${}_6\text{C}^{12}$

1-1) VERDADEIRA. ${}_9\text{F}^{19} + {}_0n^1 \rightarrow {}_2\alpha^4 + {}_7\text{N}^{16}$

2-2) FALSA. ${}_{25}\text{Mn}^{56} + {}_1p^1 \rightarrow {}_0n^1 + {}_{26}\text{Fe}^{57}$, o nuclídeo formado seria ${}_{26}\text{Fe}^{55}$

3-3) VERDADEIRA. ${}_{77}\text{Ir}^{191} + {}_2\alpha^4 \rightarrow {}_0n^1 + {}_{79}\text{Au}^{194}$

4-4) VERDADEIRA. ${}_{93}\text{Np}^{237} + {}_2\alpha^4 \rightarrow 3 {}_0n^1 + {}_{95}\text{Am}^{238}$

208)(Covest – 2011) O dano causado por alguns poluentes pode ser discutido em termos da cinética de decomposição de um dado poluente. Por exemplo, podemos dizer que o tempo de meia vida de um determinado plástico é de 100 anos, e que sua decomposição segue uma cinética de primeira ordem. Considerando esses aspectos, analise os dois cenários abaixo.

- Uma ilha deserta onde foram despejados 200 Kg de plástico no final de 1910, e 100Kg de plástico no final de 2010.
- Uma praia deserta onde foram despejados 200 Kg de plástico no final de 2010.

0	0	No final de 2010, a ilha deserta deverá conter uma quantidade de plástico não decomposto equivalente a 1/4 do plástico despejado na praia deserta.
1	1	No final de 2010, a ilha deserta conterá plástico não decomposto equivalente a metade do plástico despejado na praia deserta em 2010.
2	2	No final de 2110, o total de plástico não decomposto na ilha e na praia será igual a 200Kg.
3	3	No final de 2210, o total de plástico não decomposto na ilha e na praia será igual a 100Kg.
4	4	O aquecimento global deverá aumentar o tempo de meia vida deste plástico, agravando sua permanência no ambiente.

0 0 O período de 1910 a 2010 é de 100 anos (uma meia vida); logo, em 2010, na ilha deserta, teremos $200/2 + 100 = 200$ Kg de plástico.

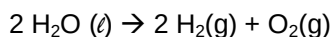
1 1 Cálculos do item anterior.

2 2 O período de 1910 a 2110 é de 2 meias vida, enquanto que o de 2010 a 2110 é de uma meia vida. Assim o total de plástico na ilha deserta deve ser (em 2110) $200/4 + 100/2 = 100$, e na praia deserta, o total deverá ser (em 2110) de $200/2 = 100$, totalizando 200 Kg.

3 3 Em 2210, por raciocínio análogo, teremos um total de 100 Kg de plástico.

4 4 O aumento de temperatura acelera as reações e, portanto, deveria diminuir o tempo de meia vida deste plástico.

209)(Covest – 2011) Uma alternativa para armazenar a eletricidade proveniente de sistemas eólicos (energia do vento), sistemas fotovoltaicos (energia solar) e outros sistemas alternativos, é na forma de hidrogênio, através da eletrólise da água, segundo a reação :



Dado que a constante de Faraday é de 96500 C/mol, analise as afirmações abaixo.

0	0	Uma corrente de 0,5 Ampère durante 1 hora deverá produzir aproximadamente 4,8 mols de $\text{H}_2(\text{g})$.
1	1	A produção de 2 mols de $\text{H}_2(\text{g})$ requer 4 x 96500 Coulombs.
2	2	A produção de 1 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ requer o mesmo número de Coulombs que a produção de 1 mol de $\text{O}_2(\text{g})$
3	3	Uma corrente de 1 Ampère durante 10 horas deverá produzir aproximadamente 0,09 mol de $\text{O}_2(\text{g})$
4	4	Para cada mol de $\text{H}_2(\text{g})$ produzido, são transferidos 4 mols de elétrons.

A produção de 2 mols de H_2 requer 4 mols de elétrons que correspondem a $4 \times 96500 \text{ C} = 3,86 \times 10^5 \text{ C}$. (Alternativas 0-0 e 3-3) são falsas).

$0,5 \text{ A} \times 1 \text{ h} = 0,5 \times 3600 \text{ C} = 1800 \text{ C}$ que produzem $1800 / (2 \times 96500) = 0,009$ mols de Hidrogênio. A produção de 1 mol de O_2 requer 4 mols de elétrons que correspondem a $3,86 \times 10^5 \text{ C}$.

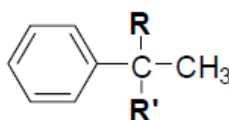
$1 \text{ A} \times 10 \text{ h} = 36000 \text{ C}$, o número de mols de O_2 produzidos; portanto, é $36000 / (4 \times 96500)$, que é aproximadamente 0,09 mols.

210)(Covest – 2011) Para a síntese de um novo material, foi necessário buscar-se um elemento que substitua o elemento X(Z = 17) na composição deste material. Os principais critérios são, primeiro, a valência e, em seguida, o raio atômico. Avalie as proposições abaixo com indicações de elementos químicos para a substituição de X.

0	0	O elemento com Z = 8 é indicado, pois possui raio atômico semelhante a X e mesma valência.
1	1	O elemento com Z = 16 possui raio atômico semelhante, porém, sua valência não é a mesma de X e, portanto, não é indicado.
2	2	A indicação do elemento com Z = 18 não é adequada, pois se trata de um gás nobre.
3	3	O elemento com Z = 35 pertence ao mesmo grupo do elemento X, possuindo a mesma valência e raio atômico ligeiramente maior.
4	4	O elemento com Z = 53 possui a mesma valência que X, porém, com raio atômico menor.

Os elementos com números atômicos 8, 16, possuem valências diferentes em relação ao elemento com número atômico 35. O elemento com Z=18 é um gás nobre. Os elementos com números atômicos 35 e 53 possuem a mesma valência, e raio atômico maior que o de X. Basta fazer a distribuição eletrônica para verificar estas afirmativas.

211)(Covest – 2011) Considere a seguinte fórmula estrutural plana:



Esta molécula seria quiral se **R** e **R'** fossem substituídos pelos grupos:

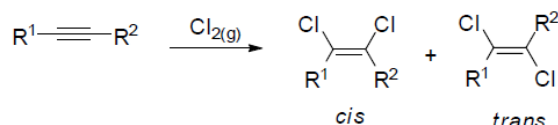
0	0	Metila e hidrogênio
1	1	Metila e benzila
2	2	Hidrogênio e fenila
3	3	Hidrogênio e benzila
4	4	<i>o</i> -Tolúila e benzila

Para que a molécula em questão seja quiral é necessário que os quatro grupos ligados a C* sejam diferentes. Os grupos presentes são fenila e metila, de maneira que a molécula será quiral desde que os outros grupos não sejam iguais entre si e nem metila ou fenila.

212)(Covest – 2011) A adição de 1 mol de cloro gasoso a 1 mol de um alquino forneceu uma mistura de isômeros **cis** e **trans** de um alqueno diclorado. O alquino utilizado pode ser o:

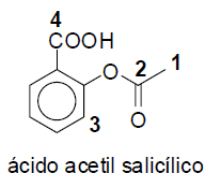
0	0	etino
1	1	1 – propino
2	2	1 – cloro – 1 – butino
3	3	1, 4 – dicloro – 2 – butino
4	4	1 – cloro – 1 – pentino

A adição de 1 mol de cloro gasoso a 1 mol do alquino levará a isômeros *cis/trans*, desde que R¹ e R² não correspondam a um átomo de cloro, de acordo com o esquema abaixo:



As alternativas 2-2 e 4-4 possuem um átomo de cloro diretamente ligado à ligação tripla e, portanto, não há a formação de isômeros *cis-trans* nesses casos. Todas as demais alternativas levariam à formação de isômeros.

213)(Covest – 2011) O ácido acetil salicílico (AAS) é um importante analgésico sintético:



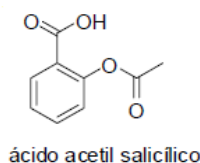
Sobre este ácido e os átomos de carbono assinalados na figura acima, podemos afirmar que:

0	0	o carbono 1 tem hibridação sp ³
1	1	a ligação entre o carbono 2 e o oxigênio é do tipo sp ² -p.
2	2	existem ao todo 4 ligações π (pi).
3	3	o carbono 3 forma ligações com ângulos de 120 graus entre si.
4	4	o carbono 4 pertence a um grupamento ácido carboxílico.

0-0) Verdadeiro. O carbono 1 tem hibridação sp³, uma vez que o carbono 1 faz quatro ligações simples.

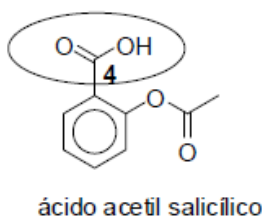
1-1) Verdadeiro. A ligação entre o carbono 2 e o oxigênio é do tipo sp²-p, uma vez que o carbono 2 tem hibridização do tipo sp² (faz uma ligação dupla e duas simples), e o orbital utilizado pelo oxigênio na ligação é do tipo p.

2-2) Falso. Existem ao todo 5 ligações pi; de acordo com a figura, podem ser observadas cinco ligações:

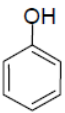


3-3) Verdadeiro. O carbono 3 forma ligações com ângulos de 120 graus entre si; 120° é o ângulo típico para ligações de um carbono sp².

4-4) Verdadeiro O carbono 4 pertence a um grupamento ácido carboxílico, de acordo com a figura abaixo



214)(Covest – 2011) Considerando os compostos abaixo, analise as proposições seguintes.

C_4H_{10} butano 1	$H-C\equiv C-H$ etino 2	 fenol 3
CH_3COOH ácido acético 4	FCH_2COOH ácido 2-fluoroacético 5	

0	0	O composto 5 apresenta base conjugada mais forte.
1	1	O composto 1 é o menos ácido.
2	2	O composto 3 tem como base conjugada o íon fenolato
3	3	O composto 4 é um ácido mais forte que o composto 5.
4	4	O composto 2 e o composto 3 podem sofrer reação de adição e substituição, respectivamente.

0-0) Falso. O composto 5 apresenta base conjugada mais forte. Como o composto 5 é o ácido mais forte, sua base conjugada será a mais fraca.

1-1) Verdadeiro. O composto 1 é o menos ácido. O composto menos ácido é o butano, devido a ser um hidrocarboneto saturado.

2-2) Verdadeiro. O composto 3 tem como base conjugada o íon fenolato. O fenol apesar de não ser um ácido propriamente dito, possui um caráter ácido considerável e, ao perder um próton, forma o anion fenolato, que é a sua base conjugada.

3-3) Falso. O composto 4 é um ácido mais forte que o composto 5. O mais forte é o ácido 2-fluoroacético devido ao efeito indutivo retirador de elétrons do átomo de flúor.

4-4) Verdadeiro. O composto 2 e o composto 3 podem sofrer reação de adição e substituição, respectivamente. A ligação tripla corresponde a duas instaurações, o que evidencia sua predisposição a reações de adição. No caso do fenol, as reações de substituição são as mais prováveis devido à grande estabilidade do anel aromático a reações de adição.

215)(Covest – 2011) Considere os seguintes compostos:

- 1) CH_3CH_2OH
- 2) CH_3COOH
- 3) $CH_3COOCH_2CH_3$
- 4) $CH_3COO^-Na^+$

0	0	O composto (1) possui interações intermoleculares do tipo ligações de hidrogênio.
1	1	O composto (3) pode ser obtido a partir da reação de esterificação entre (1) e (2).
2	2	O composto (4) deve possuir maior ponto de fusão.
3	3	O composto (2) pode ser obtido a partir da redução do composto (1)
4	4	O composto (4) pode ser obtido a partir da reação de (2) com uma base.

0-0) Verdadeiro. O composto (1) possui interações intermoleculares do tipo ligações de hidrogênio, já que possui hidrogênio ligado a átomo de oxigênio.

1-1) Verdadeiro. O composto (3) pode ser obtido a partir da reação de esterificação entre (1) e (2). de acordo com o esquema abaixo:



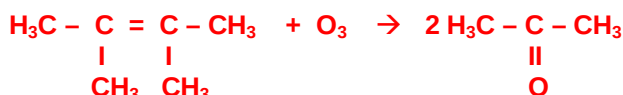
2-2) Verdadeiro. O composto (4) deve possuir maior ponto de fusão, já que (4) é iônico.

3-3) Falso. O composto (2) pode ser obtido a partir da redução do composto (1). O correto seria oxidação.

4-4) Verdadeiro. O composto (4) pode ser obtido a partir da reação de (2) com uma base. de acordo com o esquema abaixo:



216)(Covest – 2011) O 2, 3 – dimetil – 2 – buteno sofre ozonólise produzindo um único produto com rendimento de 79,3%. Calcule a massa do produto obtido a partir da ozonólise de 0,5 mol do 2, 3 – dimetil – 2 – buteno. Indique o inteiro mais próximo. [Dados C = 12; O = 16; H = 1]



$$1 \text{ mol} \rightarrow 116 \text{ g}$$

$$0,5 \text{ mol} \rightarrow x, \text{ então } x = 58 \text{ g para um rendimento de } 100\%$$

$$58 \text{ g} \rightarrow 100\%$$

$$m \rightarrow 79,3\% \text{ então } m = 45,99 \text{ g} = 46 \text{ g}$$

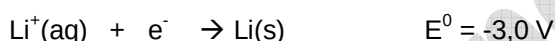
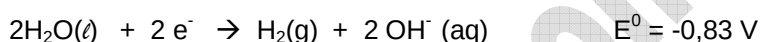
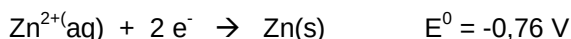
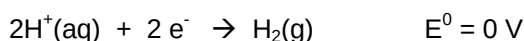
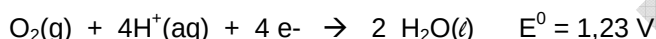
217)(Covest – 2011) Uma solução aquosa contém 10^{-4} mol/L de íons Pb^{2+} . Sabendo que o Kps do sulfato de chumbo é $1,6 \times 10^{-8}$, a adição de 2 mols de sulfato de sódio a 10 litros da solução acima resulta em uma concentração de Pb^{2+} igual a $nn \times 10^{-9}$. Calcule nn.

$$\text{Kps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1,6 \times 10^{-8}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2/10 = 0,2$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 1,6 \times 10^{-8} / 0,2 = 80 \times 10^{-9} \text{ nn} = 80$$

218)(Covest – 2011.2) Observando os potenciais padrão de redução apresentados abaixo,



podemos afirmar que:

0	0	o íon lítio é um agente oxidante mais forte que o íon hidrogênio.
1	1	o zinco metálico é um agente redutor mais forte que o lítio metálico.
2	2	a água é um agente redutor mais fraco que o hidrogênio molecular.
3	3	uma célula com um cátodo contendo íon hidrogênio e um ânodo de zinco deve apresentar um potencial padrão de célula maior que zero.
4	4	o lítio metálico deve reagir espontaneamente com água e produzir gás hidrogênio.

Justificativa:

Na tabela apresentada, em ordem decrescente de potenciais de redução, as espécies que estão do lado esquerdo apresentam força oxidante na ordem inversa à dos potenciais. Enquanto que as espécies que estão do lado direito apresentam força redutora na mesma ordem dos potenciais. Isto esclarece todos os itens, com exceção de (3-3). Neste caso, deve ser lembrado que no cátodo está o agente oxidante, e, no ânodo, o agente redutor. Assim, como o hidrogênio molecular é um agente oxidante mais forte que o íon Zn^{2+} e o zinco metálico é um agente redutor mais forte que o íon H^+ , a célula funciona espontaneamente, e o potencial será positivo.

219)(Covest – 2011.2) 01) Há 100 anos, a cientista polonesa Marie Curie recebeu o prêmio Nobel de Química pela descoberta dos elementos Rádio ($Z = 88$) e Polônio ($Z = 84$). O Rádio 226 emite partículas alfa, beta e gama. Já o isótopo do Polônio, de massa 210, é um emissor de partículas alfa com um tempo de meia vida de pouco mais de 138 dias. Sobre este assunto, analise as afirmativas abaixo.

0	0	O Rádio apresenta em seu estado fundamental um elétron na camada de valência e, portanto, é um elemento que pertence ao grupo dos metais alcalinos terrosos
1	1	Após a emissão de uma partícula alfa, o núcleo do Polônio 210 se transforma no núcleo do elemento com número atômico 82 e número de massa 206.
2	2	Pela emissão de uma partícula beta, o núcleo do Rádio 226 transforma-se em um núcleo de número atômico 89 e número de massa 225.
3	3	Uma amostra contendo 10 g de Polônio 210 conterà cerca de 2,5 g deste elemento após 276 dias.
4	4	O isótopo 226 do Rádio contém 138 nêutrons.

Justificativa:

Metais alcalinos terrosos apresentam 2 elétrons na camada de valência. A emissão de uma partícula alfa, corresponde à perda de massa de 4 unidades e de número atômico de 2 unidades; já a emissão beta não acarreta diminuição no número de massa. Como o tempo de 276 corresponde a 2×138 , temos duas meias vidas. Portanto, a massa final é de $1/4$ da massa inicial. O número de nêutrons corresponde a $Z - A$, em que Z é o número atômico, e A o número de massa.

- 220)(Covest – 2011.2) Este ano ocorreu um acidente na cidade de Maceió, onde foram liberadas substâncias tóxicas de uma indústria que realiza a eletrólise da água do mar. Importantes produtos desta indústria são Cl_2 , NaOH e NaOCl , HClO_3 , entre outros. Os números atômicos do H, Cl, O e Na, são, respectivamente, 1, 17, 8 e 11. Sobre estas substâncias, podemos afirmar que:

0	0	a molécula de Cl_2 apresenta uma ligação dupla.
1	1	o NaOH sólido é um composto covalente onde o sódio realiza uma ligação sigma com o oxigênio.
2	2	o íon OCl^- apresenta uma ligação covalente entre oxigênio e cloro, e o estado de oxidação do cloro é +1.
3	3	o HClO_3 apresenta uma ligação covalente entre o hidrogênio e o oxigênio, em uma estrutura onde o cloro se encontra no estado de oxidação +5.
4	4	os nomes corretos para as espécies OCl^- e HClO_3 são, respectivamente, íon hipoclorito e ácido clórico

Justificativa:

A molécula Cl_2 apresenta uma ligação simples, resultante do compartilhamento de 2 elétrons, oriundos de cada átomo de cloro. A ligação entre Na e O é iônica. O estado de oxidação do oxigênio é -2; como a espécie tem uma carga negativa, resulta para o cloro um estado de oxidação +1. A ligação entre cloro e oxigênio é covalente. O hidrogênio se encontra ligado covalentemente a um átomo de oxigênio, enquanto que os três átomos de oxigênio se ligam covalentemente ao cloro. Como cada oxigênio contribui com um estado de oxidação -2, e o hidrogênio com +1, resulta um número de oxidação +5 para o cloro.

- 221)(Covest – 2011.2) A molécula de água, essencial para a vida, apresenta uma série de propriedades bastante particulares que a distingue de outras moléculas similares. Sobre este tema analise as afirmativas abaixo. Considere: Oxigênio ($Z = 8$), Hidrogênio ($Z = 1$), Enxofre ($Z = 16$), Nitrogênio ($Z = 7$)

0	0	Comparada com H_2S , H_2O apresenta maior ponto de ebulição por causa das fortes interações intermoleculares que ocorrem em H_2O , mas que são fracas em H_2S .
1	1	A maior eletronegatividade do oxigênio comparado ao enxofre, explica as ligações de hidrogênio fortes entre moléculas de água.
2	2	A amônia líquida (NH_3) também apresenta ligações de hidrogênio intermoleculares.
3	3	Na molécula de água, o oxigênio apresenta uma hibridização do tipo sp^3 , enquanto que, na amônia, a hibridização do nitrogênio é sp^2 .
4	4	As moléculas de amônia e de água apresentam ligações polares, mas a molécula de amônia é apolar, enquanto que a de água é polar.

Justificativa:

A molécula de água é altamente polar em função da grande eletronegatividade do oxigênio. Isto explica as fortes interações intermoleculares como também as ligações de hidrogênio. O mesmo acontece com a amônia. O enxofre é menos eletronegativo que o oxigênio, e as interações intermoleculares são muito mais fracas. A hibridização é sp^3 para oxigênio e para nitrogênio, nestas moléculas; com isso a geometria (incluindo os pares não ligantes) é a de um tetraedro distorcido, de modo que tanto a molécula de amônia quanto a de água são polares.

222)(Covest – 2011.2) Um laboratório recebeu para análise uma amostra contendo uma mistura complexa. A amostra contém dois líquidos imiscíveis. Um dos líquidos é muito volátil e contém um sal dissolvido nele. O outro líquido, muito pouco volátil, também contém um sólido dissolvido. Este sólido é uma molécula diatômica homonuclear. Com base nestas informações podemos afirmar que:

0	0	os dois líquidos podem ser separados um do outro por simples decantação.
1	1	o líquido volátil pode ser separado do sal solúvel por destilação.
2	2	a amostra é um sistema heterogêneo com quatro fases.
3	3	o líquido volátil com o sal dissolvido constitui um sistema homogêneo.
4	4	o sólido molecular é uma substância simples.

Justificativa:

Líquidos imiscíveis são facilmente separados por decantação. Para líquidos voláteis contendo substância não volátil dissolvida, a destilação é um método recomendável para a separação. O sistema, no entanto, é bifásico, já que os sólidos estão totalmente dissolvidos e, portanto, cada líquido constitui um sistema homogêneo. Como o sólido molecular é constituído por uma molécula homonuclear, trata-se de uma substância simples.

223)(Covest – 2011.2) Considere uma mistura de dois gases ideais em equilíbrio com pressões parciais diferentes. Sobre esta mistura, é correto afirmar que:

0	0	o gás com maior pressão parcial tem temperatura mais elevada.
1	1	o gás com maior pressão parcial tem a maior massa molar.
2	2	o gás com maior pressão parcial tem a maior fração molar.
3	3	os gases apresentam as mesmas concentrações
4	4	o aumento do volume do recipiente causará a diminuição das pressões parciais dos gases se a temperatura for mantida constante.

Justificativa:

Em equilíbrio, todos os gases estão na mesma temperatura. Pela lei de Dalton, a pressão parcial do gás depende da fração molar e não da massa molar; portanto, o gás com maior pressão parcial tem a maior fração molar. Se as pressões parciais são diferentes, também são diferentes as frações molares e as concentrações. As pressões parciais são inversamente proporcionais ao volume, de acordo com a equação de estado dos gases ideais, para a temperatura constante; portanto, um aumento de volume acarreta em uma diminuição da pressão.

224)(Covest – 2011.2) A reação $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ é exotérmica ($\Delta_r H^\circ = -55,3 \text{ kJ mol}^{-1}$). Analise as proposições a seguir sobre esta reação em equilíbrio, em um recipiente isolado.

0	0	A compressão do sistema desloca o equilíbrio no sentido do produto.
1	1	O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido do produto.
2	2	A concentração do gás NO_2 é o dobro da concentração do gás N_2O_4 .
3	3	O deslocamento do equilíbrio no sentido do produto causa um aumento da temperatura.
4	4	A constante de equilíbrio da reação tem unidade de mol L^{-1} .

Justificativa:

De acordo com o princípio de Le Chatelier, o equilíbrio se desloca no sentido de minimizar a perturbação, que neste caso é o aumento da pressão. Logo, para que a pressão diminua, o equilíbrio se desloca para a direita, pois duas moléculas de reagentes são consumidas para a formação de cada molécula de produto. O equilíbrio deve se deslocar no sentido da absorção de calor para restaurar a temperatura anterior à perturbação. Como a reação libera calor no sentido de formação do produto, o equilíbrio deve se deslocar no sentido oposto. A relação entre as concentrações dos gases é dada pela constante de equilíbrio e não pelos coeficientes estequiométricos da reação. Logo, as concentrações dependerão do valor da constante de equilíbrio. A reação libera calor no sentido de formação dos produtos; logo, a temperatura aumentará se o equilíbrio for deslocado no sentido do produto. Finalmente, a constante de equilíbrio é adimensional.

225)(Covest – 2011.2) Os conceitos de ácido e base são muito importantes para se compreender e prever muitas reações químicas. Sobre ácidos e bases e suas reações, segundo as definições de Arrhenius, de Brønsted-Lowry e de Lewis, podemos afirmar que:

0	0	um ácido, na definição de Brønsted-Lowry, é também um ácido na definição de Lewis, mas um ácido na definição de Lewis não será necessariamente um ácido na definição de Brønsted-Lowry.
1	1	na definição de Arrhenius, a base conjugada é sempre o íon hidroxila
2	2	BF_3 e NH_3 são, respectivamente, um ácido e uma base de Lewis e reagem para formar o produto $\text{F}_3\text{B} - \text{NH}_3$.
3	3	na reação $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$, o peróxido de hidrogênio desempenha simultaneamente o papel de ácido e de base.
4	4	de acordo com a definição de Brønsted-Lowry, a água é sempre um ácido.

Justificativa:

A definição de Lewis é mais geral e abrange a definição de Brønsted-Lowry, entretanto, a recíproca não é verdadeira, já que existem inúmeros exemplos de ácidos de Lewis, tais como BF_3 , que não são classificados como ácidos de acordo com Brønsted-Lowry. Na definição de Arrhenius, ácido é um composto que produz íon hidrogênio em água, e não há definição de base conjugada. Na definição de Lewis, ácido é o composto que aceita um par de elétrons, e base é o que doa o par de elétrons, que neste caso são BF_3 e NH_3 , respectivamente. A reação $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$ é de óxido-redução e não uma reação ácido-base. Na definição de Brønsted-Lowry, ácido é um composto que doa próton, e base, um receptor de próton. Logo, dependendo do composto, a água atuará como uma base: $\text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$, quando o ácido HA for mais forte que a água.

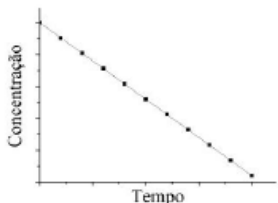
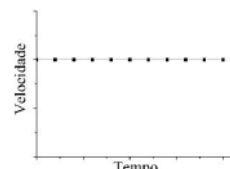
226)(Covest – 2011.2) A natureza e as propriedades de soluções em água são relevantes para aplicações em saúde pública e no cotidiano. Foram preparadas duas soluções, uma pela dissolução completa de 8,5 g de $\text{NaNO}_3(\text{s})$ em 100 g de água e outra pela dissolução completa de 6,2 g de etilenoglicol (etano-1,2-diol), $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2(\text{l})$ ou $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$, em 100 g de água. Considerando que estes solutos não são voláteis e têm massas molares: $\text{NaNO}_3 = 85 \text{ g mol}^{-1}$ e $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 = 62 \text{ g mol}^{-1}$, podemos afirmar que:

0	0	o ponto de fusão das duas soluções é 273 K.
1	1	a solução de etilenoglicol tem duas vezes mais partículas de soluto que a solução salina.
2	2	o aumento da temperatura de ebulição da solução salina em relação ao solvente puro é o dobro do aumento da temperatura de ebulição da solução de etilenoglicol em relação à água pura.
3	3	as pressões de vapor das duas soluções em 298 K são as mesmas.
4	4	se as soluções estiverem separadas por uma membrana que permita a passagem somente da água, ocorrerá uma diluição da solução salina.

Justificativa:

273 K corresponde a 0°C, ou seja, o ponto de fusão da água pura. As soluções deverão fundir em temperaturas menores que 273 K. A dissolução do sal gera duas partículas (Na^+ e NO_3^-) por fórmula química, enquanto a dissolução do etilenoglicol gera somente uma partícula ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) por fórmula química, ou seja, proporção de 2:1 sal:etilenoglicol. As concentrações das soluções são as mesmas, isto é, $(8,5 \text{ g}/85 \text{ g mol}^{-1})/(0,10 \text{ kg}) = 1,0 \text{ mol/kg}$ e $(6,2 \text{ g}/62 \text{ g mol}^{-1})/(0,10 \text{ kg}) = 1,0 \text{ mol/kg}$ para a solução salina e de etilenoglicol, respectivamente. Considerando que o número de partículas na solução salina é o dobro da solução de etilenoglicol, e sendo a elevação da temperatura de ebulição uma propriedade coligativa, o aumento da temperatura de ebulição da solução salina será o dobro (aproximadamente 1°C) da solução de etilenoglicol (aproximadamente 0,5°C). A pressão de vapor de solução com soluto não-volátil é uma propriedade coligativa e depende do número de partículas na solução. Como as duas soluções têm número de partículas diferentes, terão pressões de vapor diferentes. A solução salina é hipertônica com relação à solução de etilenoglicol, pois tem o dobro do número de partículas de soluto, tal que a água passará da solução com menor pressão osmótica (solução de etilenoglicol) para a de maior pressão osmótica (solução salina) até que as pressões osmóticas se equilibrem. O resultado é, então, a diluição da solução salina.

227)(Covest – 2011.2) Hipoclorito é um agente químico importante em vários processos, inclusive no nosso cotidiano. A constante cinética ou constante de reação ou constante de velocidade da reação de decomposição do hipoclorito $2 \text{ OCl}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ Cl}^-(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$ na superfície de óxido de cobalto vale $0,012 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ na temperatura ambiente. Dessa forma, podemos afirmar que:

0	0	a reação é de primeira ordem.
1	1	para a concentração inicial de hipoclorito igual a $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, a velocidade inicial da reação vale $0,0024 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
2	2	a dependência da concentração do reagente com o tempo é representada pelo gráfico abaixo. 
3	3	a dependência da velocidade da reação com o tempo é representada pelo gráfico abaixo. 
4	4	após 10 s de reação, a sua velocidade diminuiu para $0,0012 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

Justificativa:

Da análise dimensional da lei de velocidade

$v = k[A]^n \rightarrow [v] = [k] \times [A]^n$ ou $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} = \text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} \times (\text{mol L}^{-1})^n \rightarrow n = 0$, ou seja, a reação é de ordem zero.

De acordo com a lei de velocidade de ordem zero: $v = k$, e, então, $v(t = 0) = 0,012 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

Para lei de velocidade de ordem zero: $v = k$, a velocidade média é igual à velocidade instantânea. Logo, $v_m = -\Delta[A] / \Delta t = v = k \rightarrow \Delta[A] = -k \Delta t$ ou $[A] - [A]_0 = k(t - 0)$ que leva a $[A] = [A]_0 - k \times t$. Ou seja, a concentração do reagente diminui linearmente com o tempo.

Lei de velocidade de ordem zero: $v = k = \text{constante}$; logo o gráfico é uma reta com inclinação nula, e no problema em questão esta velocidade é igual a $0,012 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

228)(Covest – 2011.2) O petróleo é um recurso natural não renovável do qual nossa sociedade é muito dependente. Essa dependência pode ser explicada pela grande variedade de materiais para os quais a matéria prima é obtida a partir do refino do petróleo. Sobre o petróleo e seus derivados, analise os itens a seguir.

0	0	É constituído fundamentalmente por hidrocarbonetos.
1	1	Durante o processamento do petróleo, os hidrocarbonetos mais leves são separados dos hidrocarbonetos mais pesados através de uma destilação fracionada.
2	2	O gás liquefeito de petróleo é formado principalmente por propano e butano e é usado como gás de cozinha.
3	3	Combustíveis importantes como a gasolina, o querosene e o óleo diesel são obtidos a partir do petróleo.
4	4	No craqueamento catalítico do petróleo, moléculas maiores são transformadas em moléculas menores.

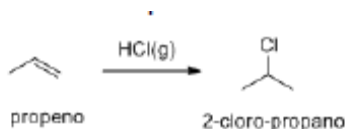
Justificativa:

O petróleo é uma mistura complexa de hidrocarbonetos, composta na sua maioria de hidrocarbonetos alifáticos. A partir de uma coluna de fracionamento, é possível realizar a separação de diferentes componentes do petróleo que apresentam diferentes pontos de ebulição. O gás liquefeito de petróleo é uma mistura de gases presentes no petróleo, sendo o propano e o butano os principais constituintes. Gasolina, querosene e óleo diesel são hidrocarbonetos obtidos a partir do refino do petróleo. No processo de craqueamento, as moléculas maiores de hidrocarbonetos são quebradas em moléculas mais simples pela ação de calor e/ou catalisadores.

229)(Covest – 2011.2) Foi realizada uma reação entre 2 mols de propeno e gás clorídrico (HCl) em excesso. Considerando que todo o propeno reagiu, analise as afirmativas abaixo.

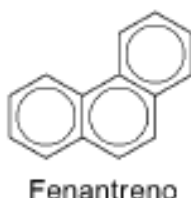
0	0	Durante a reação, 1 mol de HCl(g) foi consumido.
1	1	O produto formado majoritariamente foi o 1-cloro-propano.
2	2	A reação em questão é um exemplo de reação de substituição.
3	3	A reação segue a regra de Markovnikov.
4	4	O produto obtido é um haleto de alquila.

Justificativa:



Esta é uma reação de substituição onde dois mols de HCl(g) são consumidos uma vez que dois mols de propeno são utilizados. Esta reação segue a regra de Markovnikov; desse modo o produto formado majoritariamente seria o 2-cloro-propano, um haleto de alquila:

230)(Covest – 2011.2) O fenantreno, cuja estrutura está representada a seguir, é um composto tóxico e irritante que pode ser encontrado na fumaça de cigarro.

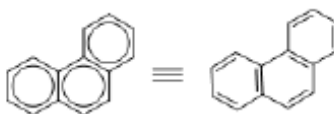


Sobre o fenantreno, analise os itens abaixo.

0	0	É um hidrocarboneto aromático policíclico.
1	1	Possui 9 ligações pi por molécula.
2	2	1 mol de moléculas de fenantreno possui 14 átomos de carbono.
3	3	É mais suscetível a reações de substituição do que a reações de adição.
4	4	É uma molécula plana, e todos os carbonos possuem hibridização sp^2 .

Justificativa:

Como pode ser observado na figura do enunciado, a molécula é formada por vários anéis benzênicos e, portanto, se trata de um hidrocarboneto aromático policíclico.



O fenantreno possui sete ligações pi por molécula. Um mol de moléculas de fenantreno possui $14 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono. Por ser aromático, o fenantreno sofre reações de substituição. Reações de adição levariam à perda da aromaticidade. Todos os carbonos possuem hibridização sp^2 (trigonal plana).

231)(Covest – 2011.2) Um técnico precisa sintetizar o composto Mg_2Pb . Se ele pretende produzir este composto, partindo de 7 kg de Mg fundido, qual massa de Pb fundido (em kg) ele deve utilizar em sua síntese? Considere as massas atômicas molares de Mg e de Pb, respectivamente iguais a 24 g mol^{-1} e 207 g mol^{-1} . Assinale o inteiro mais próximo de sua resposta.

Resposta: 30

Justificativa:

A relação molar entre Mg e Pb, neste caso é dada por $nMg = 2nPb$. Assim, uma vez que $n = m/M$ em que n, é o número de mols, m é a massa em grama e M é a massa atômica em g mol^{-1} , podemos escrever:
 $0,5 \times mMg/MMg = mPb/MPb$. Assim, $mPb = 0,5 \times 7 \times 207/24 = 30,2$ ou aproximadamente 30 kg

232)(Covest – 2011.2) Qual a massa em gramas, com dois algarismos significativos, de $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ que deve ser dissolvida em 0,50 kg de água para preparar uma solução com concentração de $\text{Cl}^-(\text{aq})$ igual a $0,40 \text{ mol kg}^{-1}$? Considere as seguintes massas atômicas molares (g mol^{-1}): H = 1,00; O = 16,0; Cl = 35,5; Co = 59,0.

Resposta: 24

Justificativa:

Dissolução do sal: $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$.

$0,40 \text{ mol kg}^{-1}$ de Cl^- em 0,50 kg de água, teremos, $n(\text{Cl}^-) = (0,40 \text{ mol kg}^{-1}) \times (0,50 \text{ kg}) = 0,20 \text{ mol}$.

Mas, 1 mol de sal $\rightarrow$ 2 mols de Cl^- , $n(\text{sal}) = (0,20 \text{ mol})/2 = 0,10 \text{ mol}$.

Cálculo da massa molar do sal (MM): $(59,0 + 2 \times 35,5 + 6 \times 18,0) \text{ g mol}^{-1} = (59,0 + 71,0 + 108) \text{ g mol}^{-1} = 238$

0	0	
1	1	
2	2	
3	3	
4	4	

0	0	
1	1	
2	2	
3	3	
4	4	

0	0	
1	1	
2	2	
3	3	
4	4	