

# IX Olimpíada de Química do Distrito Federal

05 de junho de 2010

**01.** Ao receber este caderno, confira atentamente se coincide com a modalidade na qual você se inscreveu.

**02.** Este caderno é constituído de 100 itens objetivos e 5 questões subjetivas, caso esteja incompleto ou tenha qualquer defeito, avise ao fiscal de sala mais próximo.

**03.** A nota final é calculada pela média entre as notas da prova objetiva e da prova subjetiva.

**04.** Nos itens objetivos, marque na folha de respostas certo ou errado. Recomenda-se não marcar ao acaso: a cada dois itens cuja resposta marcada divirja do gabarito oficial definitivo, o candidato receberá pontuação negativa, conforme consta na observação da folha de respostas.

**05.** Para as devidas marcações, use a folha de respostas, único documento válido para a correção da sua prova.

**06.** Todos os cálculos e respostas deverão estar à caneta, respostas a lápis não serão corrigidas.

**07.** Não se comunique com outros candidatos nem se levante sem autorização do chefe de sala.

**08.** Não é permitido o uso de equipamentos eletrônicos, salvo a calculadora que será fornecida pela organização da prova.

**09.** A duração das provas é de quatro horas, já incluído o tempo destinado ao preenchimento da folha de respostas.

**10.** Você deverá permanecer obrigatoriamente em sala por, no mínimo, meia hora após o início da prova e poderá levar o seu caderno de prova somente no decurso dos últimos quinze minutos para o término da prova.

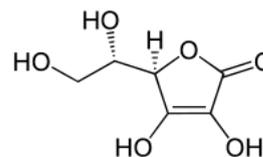
**11.** A desobediência a qualquer uma das instruções anteriores poderá implicar a anulação da sua prova.

## OBSERVAÇÕES

- Informações relativas à prova poderão ser obtidas pelo telefone 3107-3895 ou pela internet – <http://www.unb.br/iq/pet>
- É permitida a reprodução deste material apenas para fins didáticos desde que citada a fonte.

# IX Olimpíada de Química

## Modalidade B – Questões Objetivas



De acordo com a estrutura da vitamina C (figura acima) e seus conhecimentos, julgue os itens abaixo:

Leia os textos abaixo e julgue as questões que se seguem. Marque C, caso estiverem certas, ou E, caso erradas.

### Texto 1

As vitaminas são substâncias orgânicas necessárias em pequenas quantidades na dieta de algumas espécies e são essenciais para o funcionamento normal do metabolismo. A palavra vitamina é derivada da união de duas palavras: vital, que significa necessário, e amina, uma classe de compostos orgânicos nitrogenados. Vale ressaltar que atualmente já se sabe que nem toda vitamina possui um grupo amina em sua estrutura, mas mesmo assim o nome dado em 1912 pelo polonês Casimir Funk continua sendo amplamente usado.

Dentre todas as vitaminas que podem ser listadas, uma em especial, a vitamina C ou ácido ascórbico, possui uma história longa e de importância indiscutível mesmo antes de sua estrutura química ser elucidada. Como nosso corpo não possui a enzima *gluonolactona oxidase*, necessária para o passo final da síntese da vitamina C, nossa dieta diária deve conter sempre alimentos ricos em ácido ascórbico, como limão, laranja e acerola.

Outro uso vitamina C é na prevenção da reação de escurecimento de frutas e de certos vegetais pela oxidação de compostos fenólicos presentes nelas quando há ruptura de suas células. Nessa situação, o ácido ascórbico abaixa o pH do tecido e, conseqüentemente, diminui a velocidade com que a reação citada acima se processa. Isso mostra que embora a sociedade veja com maus olhos o uso de conservantes, este é de suma importância na manutenção de nossos estoques de alimentos.

- 1) A vitamina C, cuja fórmula molecular é  $C_6H_8O_6$ , possui em sua estrutura um ácido carboxílico que foi possivelmente preparado usando um agente oxidante forte como o PCC.
- 2) A partir da estrutura mostrada é possível concluir que a vitamina C possui seis heteroátomos.
- 3) A vitamina C é essencial para prevenção do escorbuto, uma doença que marcou a Era das Grandes Navegações.
- 4) A maior parte do ácido ascórbico comercializado é de origem sintética, o que não o torna prejudicial, pois, mesmo sendo sintético ele é absolutamente idêntico ao natural.
- 5) A vitamina C possui um centro assimétrico (C-5) e em solução aquosa é considerado um poderoso agente redutor.
- 6) A natureza ácida da vitamina C pode ser associada à ionização, em meio aquoso, do grupo enólico em C-3.
- 7) A síntese da vitamina C em alguns vertebrados se dá no fígado, devido à presença de grandes concentrações de seu principal reagente, a glicose.
- 8) A vitamina C é solúvel em solventes orgânicos, mas é insolúvel em água. Tal fator ocorre porque a vitamina possui uma longa cadeia carbônica, dificultando sua solubilização em água e fazendo com que se solubilize em solventes orgânicos.
- 9) No meio intracelular o ácido ascórbico encontra-se predominantemente na sua forma ionizada, o ascorbato. Como a vitamina C possui um pKa de aproximadamente 4,2, o ascorbato será, por conseqüência, uma base fraca.
- 10) Oxidação é uma reação química que ocorre quando reações utilizam oxigênio em seu corpo, produzindo como subproduto, substâncias potencialmente prejudiciais chamadas radicais livres.
- 11) Entre outros tipos, açúcares e sal também são conservantes naturais eficazes e podem ser usados à

vontade pois não apresentam efeitos negativos sobre a saúde dos consumidores.

**12)** Sabendo que o ácido ascórbico também é utilizado como conservante por estabilizar radicais livres, podemos afirmar que essa capacidade se deve à sua fraca ligação O-H.

### Texto 2

As reações de óxido-redução representam um dos principais e mais comuns fenômenos observados no dia-a-dia. Quem nunca se deparou com a ferrugem de uma esponja de lavar louças, da lataria de um carro, com a corrosão do ferro no concreto em muros e de tubulações ou com o escurecimento de frutas e legumes? Além destes, outros tantos exemplos de reações de óxido-redução ocorrem frequentemente nos mais diversos setores da sociedade, provocando consideráveis prejuízos econômicos e até acidentes que envolvem perda de vidas humanas.

*<QNEsc Nº 23, Maio de 2006, páginas 49 a 51>*

Utilizando a tabela de potenciais localizada no final da prova, julgue os itens abaixo e marque a sequência correta:

**13)** Os metais que estão posicionados na parte de baixo da tabela de potenciais são mais facilmente reduzidos, por isso são comumente tratados como agentes redutores fortes.

**14)** O sódio metálico é um metal que em contato com a água reage violentamente produzindo faíscas e calor. Na reação, o sódio é oxidado a  $\text{Na}^+$  e as moléculas de água são reduzidas produzindo gás hidrogênio e íons Hidróxido.

**15)** Quando um prego é mergulhado em uma solução de sulfato de alumínio nenhuma reação de oxi-redução é observada, ao contrário de quando o mesmo prego é colocado em uma solução de sulfato de cobre.

**16)** Na combustão incompleta, o oxigênio atinge seu estado máximo de oxidação.

**17)** A partir da tabela de potenciais podemos afirmar que é possível armazenar uma solução de ácido clorídrico em recipientes de níquel.

**18)** A eletroquímica, que trata do uso de reações químicas para produzir eletricidade, envolve todas as

reações de oxidação-redução, por serem reações basicamente de perda e ganho de elétrons.

**19)** A maresia das cidades litorâneas é tão danosa aos metais expostos porque, na presença de íons dissolvidos, a água conduz melhor a eletricidade, causando a redução do metal e, portanto, a formação de ferrugem.

**20)** Para proteger os cascos dos navios contra corrosão é utilizada uma técnica chamada proteção catódica, que reveste o metal que se quer proteger com um que oxida mais fácil que ele. Portanto, para proteger um navio de ferro é viável protegê-lo com uma camada de cobre.

### Texto 3

Como o preparo de vinho a partir da fermentação de suco de uva, a produção de sabão é uma das mais antigas reações químicas conhecidas. Não se conhece sua origem, mas é provável que tenha sido descoberta por acidente quando, ao ferverem gordura animal contaminada com cinzas, nossos ancestrais perceberam uma espécie de ‘coalho’ branco flutuando sobre a mistura.

O historiador romano Plínio, o Velho (23-79 d.C.), já descreve a fabricação do sabão duro e do mole, mas somente a partir do século XIII este passou a ser produzido em grande escala. No princípio do século XIX ainda se pensava que o sabão fosse uma simples mistura mecânica de gordura e álcali, até que o químico francês Michel-Eugène Chevreul (1786-1889) mostrou que sua formação era, na realidade, uma reação química.

Gregos e romanos chegaram a conhecer o sabão. Nas ruínas de Pompéia, destruída aproximadamente em 79 a.C. pela explosão do Vesúvio, arqueólogos desenterraram uma fábrica de sabão. Ao que tudo indica, os romanos não o empregavam para a limpeza: a maior parte era misturada com aromatizantes para cabelos ou cosméticos e adicionada aos emplastros usados em queimaduras e ferimentos. Só eventualmente se utilizava o sabão para limpeza, ao se lavar o corpo de pessoas homenageadas.

*<Química Nova na Escola, Xampus, Nº2, Novembro 1995 >*

**21)** Pode-se inferir do texto que tanto o vinho quanto o sabão são produzidas pela mesma reação química, a fermentação.

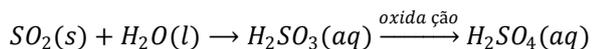
22) A gordura citada no texto para a produção de sabão pertence à função orgânica éter, que tem como característica a presença de um oxigênio como heteroátomo.

23) Além do sal de ácido carboxílico, outro produto da reação de produção de sabão é o glicerol pertencente à função orgânica álcool.

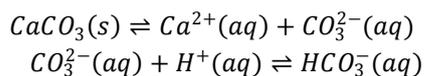
24) Tanto a produção de biodiesel quanto a produção de sabão possuem em comum a formação de glicerina como um de seus produtos. Tal fato torna-se um problema grave, visto que tal material não possui nenhuma utilidade em nosso cotidiano e é considerado um grande poluente.

#### Texto 4

Os produtos da combustão liberados pelos automóveis e pelas indústrias incluem óxido de nitrogênio e dióxido de enxofre, que podem reagir com a água na atmosfera, produzindo a *chuva ácida*.



O calcário e o mármore são materiais de construção cujo principal constituinte é a calcita, uma forma cristalina comum de carbonato de cálcio. Esse mineral é solúvel em soluções ácidas devido a dois equilíbrios acoplados, nos quais o produto de uma reação é um reagente na reação seguinte:



A chuva ácida, portanto, fornece o meio ácido necessário para que ocorra a reação, desgastando obras de arte que contêm calcita. As paredes externas da Catedral de São Paulo, em Londres, feitas em pedra, entre 1980 e 1990, diminuíram ½ mm de espessura. A diminuição da indústria pesada nas redondezas reduziu o SO<sub>2</sub> atmosférico de 100 ppb, na década de 70, para 10 ppb em 2000. Devido ao período agressivo, entre 1990 e 2000, as pedras na parte externa sofreram uma redução de ¼ mm de espessura.

HARRIS, D.C. *Análise Química Quantitativa*. Sexta edição. Rio de Janeiro: LTC, 2005. <com adaptações>

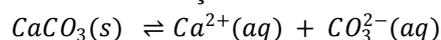
25) Segundo a Lei da Ação das Massas de Gulberg-Waage a constante de equilíbrio é obtida a partir da

razão das concentrações dos produtos pelas concentrações dos reagentes, tendo como expoentes seus respectivos coeficientes estequiométricos.

26) Antes de uma reação química atingir o equilíbrio, as concentrações molares dos reagentes e produtos variam, mas quando o equilíbrio é atingido, tornam-se constantes e, portanto, necessariamente iguais.

27) O equilíbrio químico é um equilíbrio dinâmico, pois quando é alcançado, os processos microscópicos continuam, ou seja, as substâncias continuam a reagir, porém as reações direta e inversa ocorrem em igual velocidade.

28) A velocidade da reação direta



é determinada experimentalmente e depende das concentrações dos reagentes.

#### Texto 5

##### O bombom e o elétron

Era uma sexta-feira como qualquer outra. Eu já estava aliviado das dores que adquiri no dente durante a semana, quando foi feita a manutenção de umas obturações que tenho. Queria comer aquele bombom há muito: tinha chocolate na medida certa - nem muito doce, nem muito amargo. Ele era famoso por não ter o sabor desagradável da manteiga que costumam adicionar para lucrar na produção e por levar aqueles que comiam a um prazer incrível.

O bombom veio coberto por uma embalagem de alumínio um pouco incômoda de tirar, mas eu não dava a menor atenção para esse fato; queria sentir o doce derreter do chocolate na minha boca. Fui guloso. Hum! Que sensação maravilhosa, o aroma, o textura, o sabor...

##### (Pontada de dor)

Que dor foi essa? Seria esse o tal do prazer? Cuspi o chocolate no chão; algo fazia minha obturação doer. Instintivamente, levei meus dedos até o dente obturado. Lá jazia um pedaço do maldito papel alumínio. Lembrei, então, das minhas lições de eletroquímica: a obturação era feita de cobre, prata e estanho; minha saliva era a solução condutora. Tomei um choque - tive, por um instante, uma pilha na minha boca!

29) De acordo com o texto, a embalagem de bombom é o catodo e a obturação o anodo.

**30)** É seguro fazer uma incrustação de ouro em um dente próximo a uma obturação.

**31)** O estanho pode ser utilizado para revestir um objeto de cobre no intuito de fazer uma proteção catódica.

**32)** Embora a reação do alumínio com o ar úmido seja espontânea, ele pode ser usado por anos na presença de água e oxigênio. Ele resiste à corrosão porque, em sua superfície, é formada uma camada de óxido de alumínio, que é bastante estável e o protege.

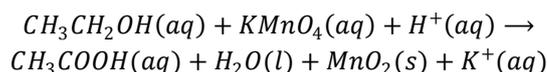
### Texto 6

Parte de uma ficha de informações de segurança de produtos químicos (FISPQ), apresentada na página seguinte, contém as seguintes informações:

<b>Ficha de informações de segurança de produtos químicos – FISPQ</b>
<b>Permanganato de Potássio</b> FISPQ nº: 027
<b>Identificação do Produto e composição:</b> Nome do produto : Permanganato de Potássio Peso Molecular : 158.03 Fórmula: $KMnO_4$
<b>Identificação dos Perigos</b> Risco à saúde: 2 - Moderados Inflamabilidade: 0 - Nenhum Reatividade: 3 - Severo (Oxidante) Contato: 2 - Moderado Equipamento de Proteção Individual: Óculos de proteção avental, capela, luvas apropriadas
<b>Estabilidade e Reatividade</b> <b>Estabilidade:</b> Estável sob as condições normais de uso e estocagem. <b>Produtos de decomposição</b> Fumaça tóxica pode se formar quando aquecido atingindo a decomposição. <b>Polimerização de risco:</b> Não ocorre. <b>Incompatibilidades:</b> Metais em pó, álcool, arsenitos, brometos, iodetos, ácido sulfúrico, compostos orgânicos, enxofre, carvão ativado, hidretos, peróxido de hidrogênio concentrado, hipofosfitos, hipossulfitos, sulfitos, peróxidos e oxalatos. <b>Evitar:</b> Calor, chamas, fontes de ignição e incompatíveis.

<<http://www.electrolimeira.com.br/site/fispq/0022.pdf> acesso em 08/01/2010>

Em contato com etanol, o permanganato de potássio reage segundo a equação (não-balanceada):



**33)** O oxigênio de alcoóis é tetraédrico e tem hibridização  $sp^3$ . Devido à sua eletronegatividade, os alcoóis têm polaridade considerável, sendo capazes de deformar ligações de hidrogênio.

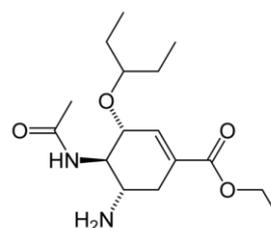
**34)** Em presença de  $KMnO_4$  o metanol é oxidado a aldeídos, os quais, por sua vez, são oxidados facilmente a ácidos carboxílicos.

**35)** O  $KMnO_4$  é um oxidante forte e, portanto, deve ser mantido longe de glicerina, etanol e outras substâncias orgânicas, além do ácido sulfúrico, sob risco de reação explosiva.

**36)** Em grandes concentrações, soluções de permanganato podem ser usadas com ação anti-séptica e bactericida.

### Texto 7

No ano de 2009 o mundo foi surpreendido por uma nova doença mortal, a gripe H1N1, popularmente conhecida por “suína”. É uma forma da doença que gera mais complicações do que o normal. É caracterizada pelos mesmos sintomas de uma gripe comum, com a diferença de que são mais intensos. O medicamento que melhor combate o vírus causador desse mal é o Oseltamivir, mais conhecido por Tamiflu®:



Oseltamivir (Tamiflu®)

**37)** Podem ser identificados 5 centros estereogênicos na molécula.

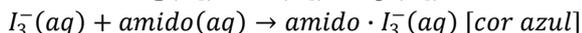
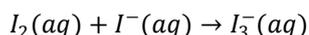
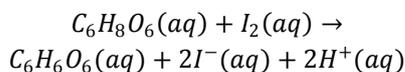
**38)** A molécula de oseltamivir é constituída por diferentes funções orgânicas, tais como éster, éter, amina e cetona.

**39)** Esse fármaco pode ser considerado base de Lewis, pois possui vários átomos com pares de elétrons disponíveis.

**40)** Os três primeiros átomos do sistema ligado diretamente ao carbono  $sp^2$  não se encontram em um mesmo plano.

**Texto 8**

Na determinação da vitamina C presente em pastilhas, utiliza-se iodo e amido de milho, entre algumas outras substâncias. As reações que ocorrem são apresentadas a seguir:



**41)** Amidos são polissacarídeos sintetizados por vegetais para serem utilizados como reserva energética. Nos animais, um análogo ao amido é o glicogênio.

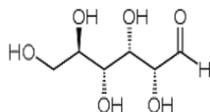
**42)** Através das reações, podemos concluir que um mol de ácido ascórbico reage com um mol de iodo e, a partir do momento em que todo o ácido ascórbico for consumido, qualquer quantidade de iodo adicionada reagirá com o iodeto presente na solução, produzindo o triiodeto que irá se complexar com o amido, formando um complexo.

**43)** A forma mais prática a ser utilizada para determinar a quantidade de ácido ascórbico na solução é, portanto, medir a quantidade de complexo de amido e triiodeto que foi formado.

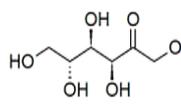
**44)** O triiodeto possui 21 elétrons de valência e geometria angular.

**Texto 9**

Os carboidratos, compostos formados por C, H e O, podem ser classificados em monossacarídeos, dissacarídeos e polissacarídeos. Exemplos de monossacarídeos são a glicose e a frutose, sendo esses os mais presentes em nosso organismo:



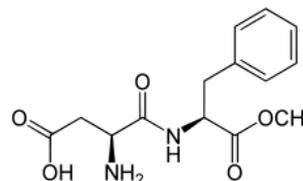
D-glicose



D-frutose

Embora esses açúcares apresentem sabor doce, o dissacarídeo que nos remete ao açúcar comum é a sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , utilizada como referencial para comparação de doçura dos demais açúcares. Para obtenção de açúcares mais doces ainda que a sacarose, vários compostos orgânicos têm sido sintetizados, sendo que apresentam quase

nenhum valor calórico. Entre estes está o aspartame, cuja fórmula estrutural está representada abaixo:



**45)** Todos os monossacarídeos, também conhecidos como açúcares simples, possuem seis carbonos, ou seja, são hexoses.

**46)** Somando-se todos os carbonos quirais das três moléculas apresentadas, temos o número 9.

**47)** Para a molécula de frutose, temos oito isômeros opticamente ativos e quatro isômeros opticamente inativos.

**48)** Também pode ocorrer isomeria óptica em compostos cíclicos, graças à assimetria molecular, ou seja, os carbonos da molécula são assimétricos.

**Texto 10**

A produção de novos remédios é uma área de muita importância dentro da química, pois a demanda por novos fármacos é alta devido aos diversos males que surgem a cada instante sem falar nos microorganismos que adquirem resistência aos medicamentos anteriores. Um medicamento bastante conhecido é o aciclovir, importante agente no tratamento de herpes:



**49)** O aciclovir é um agente antiviral que contém na sua estrutura somente as funções orgânicas álcool, éter, amina e amida.

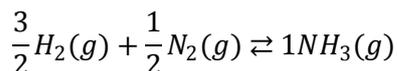
**50)** O nitrogênio na posição alfa da carbonila é menos básico do que os demais.

**51)** O nitrogênio que é o quarto átomo do anel de seis membros tem hibridização  $sp^2$ .

**52)** A carbonila é um grupo muito importante em química orgânica. É um grupo polar em que há uma carga parcial positiva sobre o átomo de carbono e uma carga parcial negativa sobre o oxigênio

### Texto 11

O processo Haber-Bosch de produção de amônia é de grande importância para a economia e produção de alimentos global. A amônia é utilizada principalmente para a produção de fertilizantes, produtos químicos básicos, como ácido nítrico, explosivos e plásticos. O processo de síntese está representado abaixo:



A dependência da constante de equilíbrio da reação de formação da amônia com a temperatura pode ser **aproximadamente** expressa pela equação abaixo:

$$\ln K_p(T) = 12,06 + 1,857 \cdot 10^{-3}T - 0,118 \cdot 10^{-6}T^2$$

A constante de equilíbrio, a 451,85°C, é dada por:

$$K_p = 6,55 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Dado: } R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} / 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

**53)** A temperatura em que  $K_p$  é igual a um, segundo a equação dada, é aproximadamente 20679,5 K.

**54)** Ao se aumentar a pressão, o equilíbrio se desloca para formação de hidrogênio.

**55)** Considerando o  $K_p$  a 451,85°C, se no reator há 2 bar de  $N_2$ , 0,5 bar de  $H_2$  e 1 bar de  $NH_3$ , a formação de amônia é favorecida.

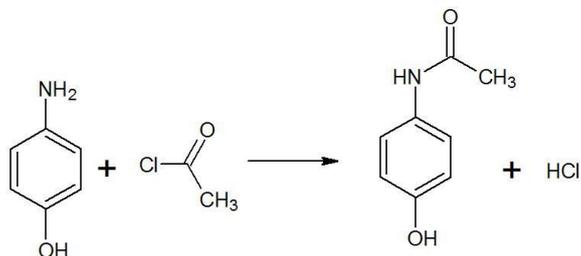
**56)** Se todos os gases tiverem pressão de 1 bar, a reação se processa para a formação de amônia espontaneamente.

---

### Espaço reservado para cálculos

### Texto 12

Um medicamento muito famoso é o paracetamol, composto que pode ser produzido pela seguinte reação:



**57)** O paracetamol é formado mais facilmente pela reação do respectivo ácido carboxílico com a amina.

**58)** O nome da amina participante da reação é 4-aminofenol.

**59)** Se reagíssemos essa amina com anidrido acético produziríamos o paracetamol com facilidade semelhante à reação acima.

**60)** O cloreto de acetila não é muito reativo porque o átomo de cloro doa densidade eletrônica para a carbonila.

### Texto 13

Muitas vezes se fala em entalpia na sala de aula, mas seu sentido fica vago. Muitos professores simplesmente respondem aos alunos que ela é um sinônimo de energia, um erro muito comum. Na realidade, entalpia é uma forma de energia; uma função termodinâmica que descreve calores trocados sob condições de pressão constante. É importante lembrar que variações dessa função não estão somente associadas a mudanças de fase ou reações químicas; há variação de entalpia simplesmente no processo de esquentar ou esfriar um pouco uma determinada substância.

A dependência que a variação de entalpia de um processo tem em relação à temperatura, em um pequeno intervalo, é igual a:

$$\Delta H_{\text{reação}}(T) = \Delta H_{\text{reação}}^{\circ}(T_i) + \Delta C_p(T_f - T_i)$$

onde  $\Delta C_p$  é a variação das capacidades caloríficas entre produtos e reagentes. No caso de substâncias, também ocorre variação da sua entalpia com a temperatura, conforme a equação seguinte, na qual as mudanças de fases não são consideradas:

$$\Delta H_{\text{substância}}(T) = C_p \Delta T$$

Considere o congelamento da água e as capacidades dos gases na tabela abaixo. Lembre-se que para gases ideais  $C_p - C_v = R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  e suponha as capacidades caloríficas constantes:



GÁS	$C_p \text{ (J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}\text{)}$
$I_2(g)$	36,90
$N_2(g)$	19,12
$O_2(g)$	29,36
$H_2(g)$	28,82
$HI(g)$	29,16

$$C_p[H_2O(l)] = 37,7 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$C_p[H_2O(s)] = 75,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{congelamento}}(0^\circ\text{C}) = -6,01 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

**61)** O congelamento da água passa a ser um processo endotérmico a partir de aproximadamente 432,84K.

**62)** A variação de entalpia do congelamento de 90 gramas de água a  $-10^\circ\text{C}$  é igual a  $-28,2 \text{ kJ}$ .

**63)** Ao se traçar uma curva da dependência da variação da entalpia molar com a temperatura, o coeficiente linear é o  $\Delta C_p$ .

**64)** A entalpia de fusão de 230 gramas de água a  $-50^\circ\text{C}$  é aproximadamente igual a  $52,77 \text{ kJ}$ .

**65)** A variação de energia interna de 3 mol de gás nitrogênio num aquecimento de 298 a 350 kelvin a volume constante é aproximadamente igual a  $1,685 \text{ kJ}$ .

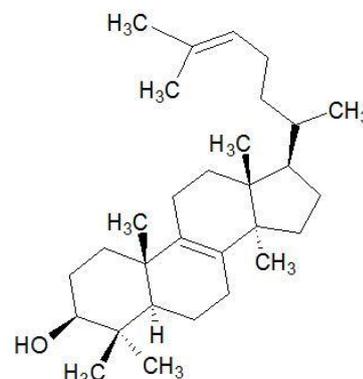
**66)** A variação de entalpia de 230,4 gramas de gás oxigênio em um resfriamento isobárico de 400 a 273 kelvin é aproximadamente igual a  $26,846 \text{ kJ}$ .

**67)** A variação de entalpia molar a 298K e 1 bar da reação entre gás hidrogênio e gás iodo é  $12,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . A variação de entalpia molar a 348K dessa reação é igual a  $12,53 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**68)** Aproximar o comportamento do iodeto de hidrogênio ao comportamento de um gás ideal é muito grosseiro, apesar de que o dipolo permanente da molécula ajuda o gás a se comportar idealmente.

### Texto 14

O lanosterol é um intermediário importante na síntese de colesterol. Sua estrutura está indicada abaixo:



**69)** O lanosterol é um álcool secundário anfílico.

**70)** O colesterol, produto final de uma série de reações com o lanosterol, é utilizado na bile como detergente. Isso pode ser esperado com uma simples inspeção da estrutura do seu antecessor.

**71)** O lanosterol apresenta 2 ligações pi. Os carbonos envolvidos nessas ligações têm hibridização  $sp^2$ .

**72)** Os anéis de 6 são planos, com ângulos de ligação iguais a  $120^\circ$ .

### Texto 15

A teoria de Lewis sobre ligação química foi brilhante; mas foi um pouco mais do que um trabalho de suposição inspirada em seus conhecimentos profundos. Lewis não tinha como saber por que um par de elétrons, parte essencial do seu enfoque, era tão importante. A teoria de ligação de valência explica esse ponto, mas não pode explicar as propriedades de algumas moléculas. Por exemplo, a descrição de Lewis para a molécula de  $O_2$  é  $O=O$ , com todos os elétrons emparelhados. No entanto, oxigênio é uma substância paramagnética e o paramagnetismo é uma propriedade dos elétrons desemparelhados.

O enfoque de Lewis também falha na descrição do composto diborano,  $B_2H_6$ , um gás incolor que, em contato com o ar, se inflama. O problema é que o diborano tem somente 12 elétrons de valência, mas para uma estrutura de Lewis seriam necessárias 7 ligações, ou seja, 14 elétrons, para ligar os 8 átomos! O diborano é um exemplo de

composto deficiente de elétrons, ou seja, um composto com poucos elétrons de valência para ser representado por uma estrutura de Lewis válida. Para esses casos, utilizamos a teoria do orbital molecular.

A principal diferença entre a ligação de valência desta última é que ela assume, como a proposta de Lewis, que os elétrons estão localizados entre os dois átomos ligados, enquanto a teoria do orbital molecular (TOM) assume que os elétrons pertencem a molécula como um todo. Pela TOM, os elétrons ocupam orbitais chamados orbitais moleculares (OMs) que se espalham por toda a molécula.

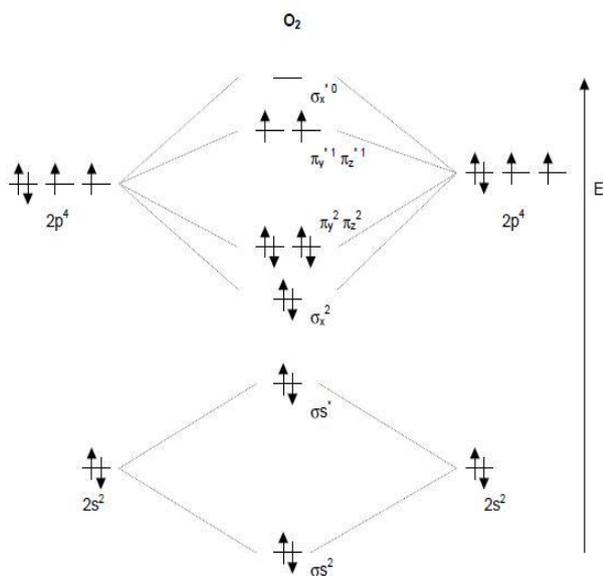
OMs, simbolizados por  $\Psi$ , são construídos pela superposição de orbitais atômicos (OAs) de valência, simbolizados por  $\varphi$ , ou seja, a combinação linear de OAs:

$$\Psi = \sum_i c_i \varphi_i$$

onde  $c_i$  é o coeficiente que determina a participação de cada orbital na formação deste orbital molecular.

Uma informação importante que deve ser lembrada é que a combinação de  $n$  OAs forma  $n$  OMs; que se dividem em ligantes, de energia menor; antiligantes (costumam ser simbolizados por um asterisco ao lado do símbolo), de energia maior; e não ligantes, de mesma energia. Assim, pode-se construir um diagrama de níveis de energia de orbitais moleculares.

Observe o diagrama da molécula de oxigênio:



Uma sobreposição frontal entre orbitais atômicos forma um orbital sigma,  $\sigma$ , enquanto uma sobreposição lateral forma orbitais pi,  $\pi$ . Uma grandeza chamada ordem de ligação (OL) sugere o número de ligações químicas feitas em uma molécula. É calculada por:

$$OL = \frac{1}{2} (n_{\text{elétrons em orbitais ligantes}} - n_{\text{elétrons em orbitais antiligantes}})$$

<ATKINS, P.W.; JONES, L. Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 2001 com adaptações>

**73)** O átomo de oxigênio na molécula de  $O_2$  possui ordem de ligação igual a 2 e a molécula é paramagnética devido aos elétrons desemparelhados nos orbitais pi antiligantes. Não podemos esperar comportamento de radical livre dela.

**74)** Moléculas como  $H_2^+$  são espécies com alta energia que surgem com o submissão de uma amostra a um estímulo muito energético, como uma corrente elétrica alta. No caso da molécula em referência, sua ordem de ligação é 1/2.

**75)** Não podemos esperar a existência, em condições normais, de uma molécula como  $He_2$  pois uma ordem de ligação igual a zero indica a mesma quantidade de elétrons em orbitais ligantes e antiligantes. No caso da molécula hipotética dada, 2 elétrons em um orbital sigma ligante e 2 em um sigma antiligante.

**76)** Paramagnetismo é uma propriedade que algumas substâncias têm em que os spins de elétrons desemparelhados estão alinhados entre si sem a ação de um campo magnético externo.

### Texto 16

O entendimento das leis da Termodinâmica é essencial para a compreensão de transformações químicas. A primeira lei da Termodinâmica diz que a variação da energia interna de um sistema ( $\Delta U$ ) é dada pela soma entre o calor trocado ( $Q$ ) e o trabalho realizado pelo sistema ou sobre o sistema ( $w$ ):

$$\Delta U = Q + w$$

Como o universo é considerado um sistema isolado, pode-se dizer que a sua energia interna é constante. Essa lei, entretanto, não permite dizer em qual direção um processo ocorre espontaneamente. O segundo princípio da Termodinâmica resolve esse

problema com a afirmação de que a entropia (desordem do sistema) de um sistema isolado sempre tende a aumentar. Para sistemas químicos, normalmente abertos, essa relação é muito difícil de ser aplicada. A resolução desse problema foi equacionada por Josiah Willard Gibbs, a energia livre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

onde  $\Delta S$  é a variação de entropia e  $T$  a temperatura.

Os processos com  $\Delta G$  menor que zero são espontâneos. Isso pode ser percebido por uma inspeção simples da equação.

**77)** A entalpia de mistura entre água e uma substância orgânica é negativa, mas o processo não é espontâneo. A separação entre fases é um efeito entrópico.

**78)** O processo de mistura de dois gases ideais é espontâneo. Nesse caso, a contribuição entálpica é tão importante quanto a entrópica.

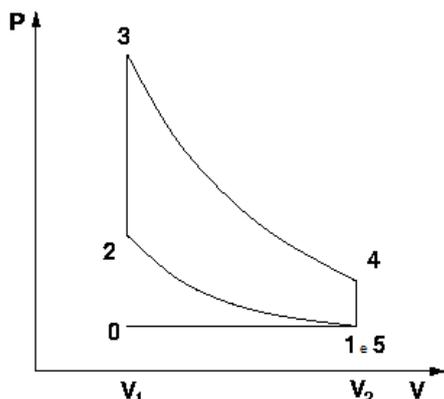
**79)** Em um sistema em que a energia interna não varia, a quantidade de calor que se move pelo sistema é o oposto do trabalho.

**80)** Em um processo a volume constante, a variação da energia interna se deve ao trabalho.

### Texto 17

Ciclos termodinâmicos são sequências de pequenos processos que visam principalmente a obtenção de trabalho útil. Um ciclo muito importante é o ciclo de Carnot, que é constituído por uma expansão isotérmica, uma expansão adiabática, uma compressão isotérmica e uma compressão adiabática, todas etapas reversíveis.

Motores de carro de passeio tentam reproduzir o ciclo de Otto, que está esquematizado na figura abaixo:



O ciclo de Otto tem a seguinte ordem 0-1-2-3-4-5-0- onde os caminhos 1-2 e 3-4 são adiabáticos.

**81)** Para uma transformação ser isotérmica e reversível, ela deve ocorrer em um tempo infinitamente longo.

**82)** O trabalho máximo do ciclo de Otto não pode ser expresso pela área entre as curvas adiabáticas.

**83)** A expansão adiabática entre 3 e 4 ocorre por causa dos gases formados no processo isométrico entre 2 e 3.

**84)** Processos adiabáticos são aqueles em que o calor trocado é igual a zero. Uma expansão adiabática implica em aumento na temperatura do gás.

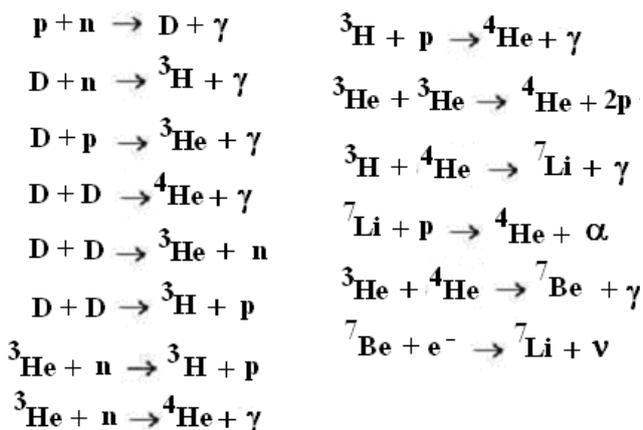
### Texto 18

#### A Nucleossíntese Primordial

O modelo cosmológico padrão, geralmente aceito com algumas poucas reservas, admite que o universo teve uma fase inicial - o Big Bang - caracterizada por uma elevada temperatura e densidade extremamente alta, a ponto de seu estudo necessitar de uma Teoria Física Unificada que ainda não existe. Nas fases iniciais, havia apenas partículas elementares (elétrons, prótons, neutrinos) e radiação (fótons). À medida que o universo se expandiu, esta radiação sofreu um efeito de diluição, alcançando hoje valores característicos da emissão de um corpo negro a 2,7 K, cuja descoberta em 1964 permanece como a principal evidência observacional em favor do modelo do Big Bang. Nos primeiros instantes do universo, este era dominado pela radiação, situação que se inverteu ao longo do tempo, com a formação de estruturas como as estrelas e galáxias e predomínio da matéria sobre a radiação. Uma medida adequada da relação entre matéria e radiação é a razão de bárions sobre fótons. No modelo padrão, os produtos da nucleossíntese ocorrida nos primeiros instantes do universo dependem essencialmente dessa razão.

As fases iniciais, onde havia essencialmente partículas elementares e radiação podem ser caracterizadas por temperaturas maiores ou da ordem de  $10^{12}$  K e idades menores ou da ordem de  $10^{-4}$  segundos. Com a expansão, a temperatura diminuiu para valores abaixo de  $10^{10}$  K, dando início a nucleossíntese primordial propriamente dita em

100 s com  $10^9$  K, em que as espécies sintetizadas foram o deutério D (ou  $^2\text{H}$ ), o trítio  $^3\text{H}$  e os isótopos  $^3\text{He}$ ,  $^4\text{He}$  e  $^7\text{Li}$ , ou seja, os principais isótopos de elementos leves. O núcleo mais simples (D) é produzido em colisões de prótons e nêutrons; o  $^3\text{He}$  é formado da captura de um próton pelo deutério ou por meio de colisões envolvendo dois núcleos de deutério, que originam o trítio. O núcleo de  $^4\text{He}$  é formado basicamente pela captura de um deutério pelo trítio, ou pela colisão de dois núcleos de  $^3\text{He}$ . As principais reações nucleares que ocorrem nesta fase estão ilustradas abaixo:



<<http://www.astro.iag.usp.br/~maciel/teaching/artigos/elementos.html>, adaptado>

Note-se que o processo se interrompe com o  $^7\text{Li}$  pois a expansão provoca um decréscimo rápido da densidade e da temperatura, não havendo energia suficiente para novas reações envolvendo núcleos mais pesados após 1000 segundos.

Julgue os itens abaixo e assinale a opção que corresponde à sequência correta:

**85)** O lítio e o berílio são dos grupos 1 e 2 da tabela periódica. Fazem parte de um conjunto de metais muito reativos. Suas posições na tabela sugerem que têm alta afinidade eletrônica.

**86)** O hidrogênio pode se apresentar sob a forma de três isótopos. O único isótopo radioativo é o trítio que decai para  $^3\text{He}$  com a emissão de uma partícula  $\beta$ .

**87)** O hélio é o primeiro dos gases nobres e o maior produtor mundial desse gás são os EUA. Pode-se dizer que é formado hélio com o decaimento do urânio em tório.

**88)** Não é permitido formar mais isótopos de elementos químicos com a submissão deles aos raios cósmicos.

### Texto 19

Você já deve ter visto ou lido notícias sobre artefatos antigos fascinantes: em uma escavação arqueológica, um pedaço de ferramenta feita de madeira é encontrado e o arqueólogo descobre que ele tem 5 mil anos. A múmia de uma criança é encontrada no alto dos Andes e um arqueólogo diz que a criança viveu há mais de 2 mil anos. Mas como os cientistas sabem a idade de um objeto ou de restos humanos? Que métodos eles usam e como é que esses métodos funcionam?

A datação por carbono 14 é uma maneira de determinar a idade de certos artefatos arqueológicos de origem biológica com até 50 mil anos. Ela é usada para datar objetos como ossos, tecidos, madeira e fibras de plantas usadas em atividades humanas em um passado relativamente recente.

<<http://ciencia.hsw.uol.com.br/carbono-14.htm> com adaptações>

**89)** Todos os isótopos do elemento químico carbono possuem como característica o fato de serem radioativos.

**90)** O carbono-14 pode ser diferenciado dos seus demais isótopos pela presença de uma quantidade menor de nêutrons em seu núcleo.

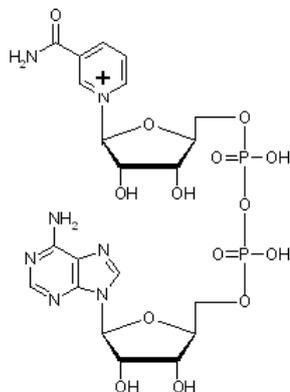
**91)** Sabendo que o tempo de meia vida do carbono 14 é de 5730 anos e a quantidade desse isótopo em um ser vivo é de 10  $\mu\text{g}/\text{kg}$ , um fóssil com 0,625  $\mu\text{g}/\text{kg}$  possui mais de 23 mil anos

**92)** Uma forma de detectar a presença de radiação em um determinado lugar pode ser feita usando um aparelho conhecido por contador Geiger.

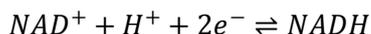
**Espaço reservado para cálculos**

## Texto 20

No organismo não existem agentes redutores como o  $\text{NaBH}_4$ . Para reações redox, utiliza-se a dupla  $\text{NADH}$  e  $\text{NAD}^+$ . Observe a estrutura do  $\text{NAD}^+$  abaixo:

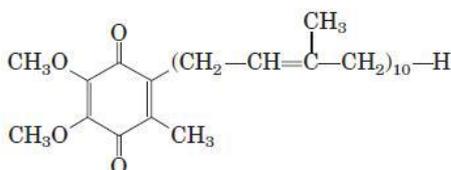


A semi-reação de redução do  $\text{NAD}^+$  a  $\text{NADH}$  é dada por:

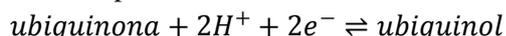


O potencial padrão desse processo é  $\varepsilon^{\circ} = -0,320 \text{ V}$ .

Outra molécula muito importante no metabolismo celular é a ubiquinona:



A reação de redução da ubiquinona a ubiquinol é representada por:



O potencial padrão desse processo é  $\varepsilon^{\circ} = 0,045 \text{ V}$ .

**93)** O potencial de uma reação entre  $\text{NAD}^+$  e ubiquinol para formar  $\text{NADH}$  e ubiquinona é  $0,365 \text{ V}$ .

**94)** A cadeia poli-isoprenóide lateral permite uma boa interação com membranas celulares.

**95)** O  $\text{NAD}^+$  e o  $\text{ATP}$  têm em comum a adenina, um composto bicíclico nitrogenado. A designação “base nitrogenada” vem justamente por causa dos nitrogênios.

**96)** Essas duas espécies químicas têm grande importância na cadeia transportadora de elétrons. Infelizmente, essa não é uma reação espontânea e  $\text{ATP}$  é hidrolisado a  $\text{ADP}$  e fosfato para tornar o processo global espontâneo.

## Texto 21

Toda a Química está ligada com a tabela periódica e a descoberta da lei periódica é considerada um marco sem precedentes no desenvolvimento desta ciência, tendo a mesma importância da descoberta das partículas fundamentais e da teoria moderna da estrutura atômica.

A história da Química moderna (pós Lavoisier) é classificada, pelo historiador soviético D. N. Trifonov, em dois grandes períodos: antes e depois da lei periódica. Esta classificação chama a atenção para o papel fundamental da tabela periódica como ponto de referência para a compreensão do conjunto de elementos químicos em um sistema natural dos elementos interligados entre si.

<120 anos da classificação periódica dos elementos. Filho, J. M. M. e Faria, R. B. Departamento de Química Inorgânica, Instituto de Química, UFRJ.>

**97)** A Tríade de Döbereiner foi uma forma de classificação dos elementos realizada antes do desenvolvimento da tabela periódica que conhecemos.

**98)** Mendeleev ao propor a tabela periódica dos elementos colocou os elementos em ordem crescente de número atômico.

**99)** Uma maneira de explicar a pouca reatividade que os gases nobres apresentam é o fato de apresentar elevada eletronegatividade.

**100)** Em um mesmo grupo da tabela periódica, os elementos que estão localizados nos últimos períodos têm raio atômico menor que aqueles localizados nos primeiros períodos.

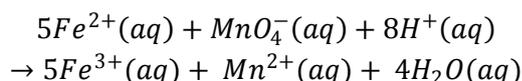
---

**Espaço reservado para cálculos**

## IX Olimpíada de Química

### Modalidade B – Questões Discursivas

**QUESTÃO 01)** Uma solução de  $\text{KMnO}_4$  é adicionada a uma solução ácida agitada que contém  $\text{Fe}^{2+}$ . A reação oxida o  $\text{Fe}^{2+}$ , de cor pálida verde-azulada, a  $\text{Fe}^{3+}$ , enquanto o  $\text{MnO}_4^-$  é reduzido a  $\text{Mn}^{2+}$ , quase incolor. A cor púrpura do permanganato será continuamente destruída até que todo  $\text{Fe}^{2+}$  tenha reagido.



<Andy Washink com adaptações.>

Imagine que um aluno encontrou um minério de ferro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) de massa 10,0 g e este foi dissolvido em ácido e convertido a  $\text{Fe}^{2+}$ . Após isso, o material obtido foi titulado com uma solução padrão de  $\text{KMnO}_4$  0,1 mol.L<sup>-1</sup>. Na titulação em que o ferro foi oxidado a  $\text{Fe}^{3+}$  necessitou-se de 25,37 mL do permanganato para atingir o ponto final.

- Quantos gramas de ferro havia no minério encontrado?
- Qual porcentagem de ferro na amostra?
- Se todo ferro presente na amostra encontrada estivesse na forma de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , qual a porcentagem ponderal desse óxido na amostra?

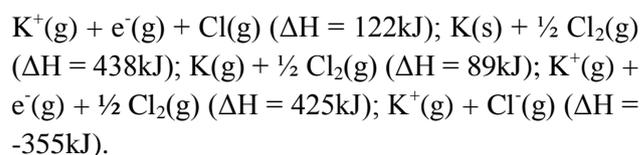
**QUESTÃO 02)** A entalpia de rede é identificada como o calor necessário para vaporizar um sólido sob pressão constante. Quanto maior for a entalpia de rede, mais calor é necessário. Logo, uma quantidade de calor igual à entalpia de rede é liberada quando um sólido é formado a partir de íons na fase gasosa.

A entalpia de rede de um sólido não pode ser medida diretamente. Podemos obtê-la por outro caminho que combina outras medidas e envolve a Lei de Hess, o ciclo de Born-Haber, um caminho fechado de etapas, uma das quais é a formação de uma rede sólida a partir de íons na fase gás. A variação de entalpia dessa etapa é o inverso da entalpia de rede.

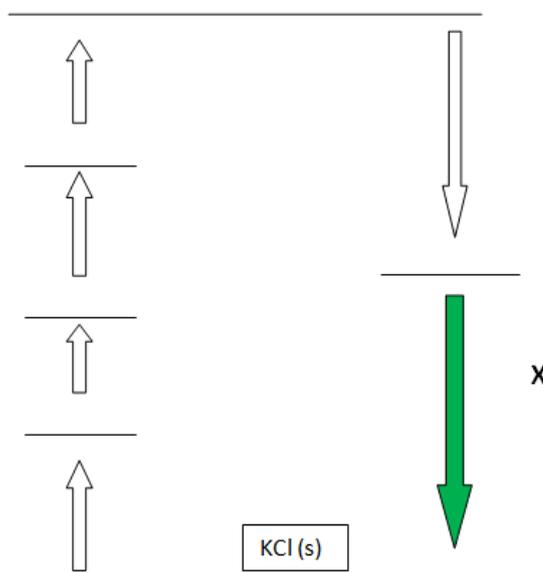
<ATKINS, P., JONES, L. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3ª Ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.>

Construa, a partir do diagrama e das etapas de formação e suas respectivas entalpias fornecidas, o ciclo de Born-Haber para formação do KCl. ATENÇÃO: as etapas não estão na ordem correta. Calcule a entalpia de rede, representada no diagrama por X.

As etapas para construção do ciclo de Born-Haber do KCl:



Dica: As variações de entalpias correspondem à energia necessária para a transição entre uma etapa e outra.



**QUESTÃO 03)** A reação conhecida como S<sub>N</sub>1, substituição nucleofílica unimolecular ou de 1ª ordem, é um mecanismo de reação de substituição em carbonos sp<sup>3</sup> que ocorre em mais de uma etapa: A primeira etapa é formação de um intermediário carbocátion, conforme a figura abaixo:



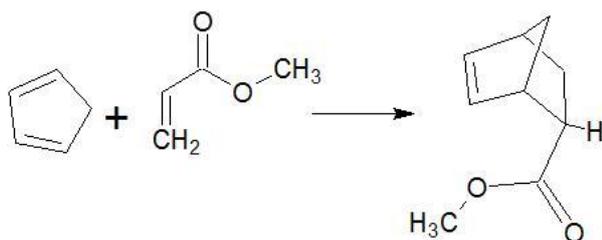
No caso acima, elimina-se o grupo abandonador, representado pelo brometo (etapa lenta), depois ocorre a reação nucleofílica, com a entrada do íon hidróxido (etapa rápida). Neste mecanismo, a velocidade da reação só depende da concentração do substrato. Isso porque a primeira

etapa, que determina a velocidade da reação (etapa lenta), não depende do nucleófilo, pois a formação do carbocátion acontece pela absorção de energia, não envolvendo outras estruturas. Sairá mais rápido, o grupo abandonador que for mais estabilizado pelo solvente.

Baseado nas informações abordadas acima e em seus conhecimentos básicos, ordene cada um dos seguintes grupos de compostos com relação à reatividade  $S_N1$  em um meio aquoso e explique por que.

- $(CH_3)_3CCl$
- $(CH_3)_3CBr$
- $(CH_3)_3COH$

**QUESTÃO 04** A reação de Diels-Alder é uma reação muito importante na Química Orgânica Sintética. Observe a seguinte reação de Diels-Alder entre o ciclopentadieno e o acrilato de metila:



Considere os dados da tabela abaixo, supondo-os constantes para todas as temperaturas:

$\Delta H^\circ$	$-19,34 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
$\Delta S^\circ$	$-49,34 \text{ cal}\cdot\text{mol}^{-1}$

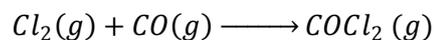
Dado:  $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

- Porque a entropia da reação é negativa?
- Sabendo que  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , esboce um gráfico que exprima a dependência da variação da energia

livre de Gibbs com a temperatura e defina até onde (ou a partir de onde) a reação é espontânea.

- Observando a reação acima e os valores dados, estime a entalpia de uma ligação pi, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , sabendo que a ligação sigma C-C tem entalpia de ligação aproximadamente igual a  $347,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**QUESTÃO 05** O gás fosgênio é uma substância química altamente perigosa que foi utilizada na 1ª Guerra Mundial como arma química. Atualmente seu uso com esse fim é proibido por leis internacionais. Sua produção é esquematizada pela reação abaixo:



Considere a seguinte tabela do estudo da cinética da reação:

$[Cl_2]$ em $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$	$[CO]$ em $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$	$v_{\text{relativa}}$
1,75	1,75	1
1,75	3,5	2
1,15	3,5	1,06542

Dado: Tabela de logaritmos:

	Log		Log
1,75	0,24304	1	Zero
1,15	0,06070	2	0,30102
3,5	0,54406	1,06542	0,02752

- Como é a lei de velocidade da reação?
- Dê a ordem da reação em relação a cada um dos reagentes e a ordem global.

## TABELA DE POTENCIAIS DE SEMI-REAÇÕES

Eletrólito	E <sup>o</sup> volts	Semi-reação	Potencial
		$\text{Fe}^{3+} + e \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
		$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,76
		$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,61
	+2,65	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	+2,01	$\text{MnO}_4^- + e \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
	+1,82	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,56
	+1,70	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e \rightleftharpoons \text{CuCl}$	+0,54
	+1,69	$\text{I}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54
	+1,61	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	+0,49
	+1,52	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + e \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
	+1,52	$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,33
	+1,44	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e \rightleftharpoons \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,26
	+1,36	$\text{Cu}^{2+} + e \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,15
	+1,33	$\text{Sn}^{4+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
	+1,25	$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,1
	+1,23	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,08
	+1,23	$2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
	+1,20	$\text{V}^{3+} + e \rightleftharpoons \text{V}^{2+}$	-0,26
	+1,07	$\text{Cr}^{3+} + e \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	+1,00	$\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3e \rightleftharpoons \text{Bi} + 3\text{OH}^-$	-0,44
	+0,96	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	+0,92	$\text{U}^{4+} + e \rightleftharpoons \text{U}^{3+}$	-0,61
	+0,89	$\text{AsO}_4^{3-} + 3\text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2\text{AsO}_3^- + 4\text{OH}^-$	-0,67
	+0,86	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} + 2e \rightleftharpoons [\text{HSnO}_2]^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{OH}^-$	-0,90
	+0,79	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
		$[\text{H}_2\text{AlO}_3]^- + \text{H}_2\text{O} + 3e \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35

## CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

1																	18	
1	H 1,0											13	14	15	16	17	2 He 4,0	
2	3 Li 6,9	4 Be 9,0											5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
3	11 Na 23,0	12 Mg 24,3	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
4	19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45,0	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52,0	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79,0	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
5	37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc (98)	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 127,0	54 Xe 131,3
6	55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57-71 La-Lu *	72 Hf 178,5	73 Ta 181,0	74 W 183,9	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197,0	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 Ac-Lr **	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (272)	112 Uub (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (289)	115 Uup (288)			

\* série dos lanthanídeos

57 La 138,9	58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm (145)	62 Sm 150,4	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0
-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------

\*\* série dos actinídeos

89 Ac (227)	90 Th 232,0	91 Pa 231,0	92 U 238,0	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)
-------------------	-------------------	-------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Observação: Massas atômicas com valores arredondados