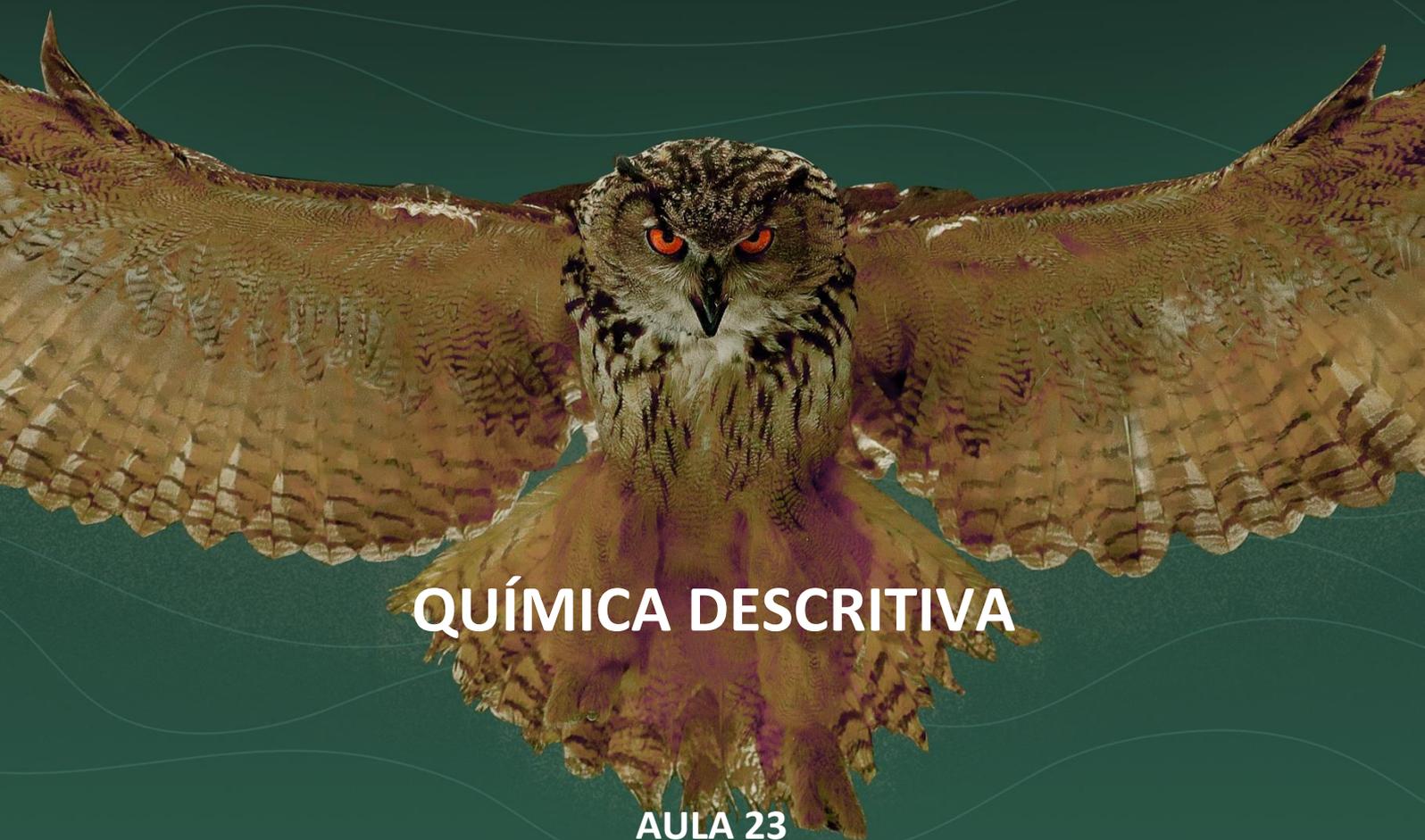




# ITA 2023



## QUÍMICA DESCRITIVA

**AULA 23**

**Química Descritiva**

**Prof. Thiago Cardoso**





# Sumário

<b>1. Cores na Química</b>	<b>5</b>
1.1. Colorimetria	5
1.2. Teste de Chama	8
1.3. Espectrometria de Massas	10
1.3.1. Espectro dos Elementos Químicos	11
<b>2. Iluminação</b>	<b>12</b>
2.1. Temperatura de Cor	13
2.2. Incandescência	16
2.2.1. Lâmpadas de Sódio	16
2.2.2. Lâmpadas Halógenas	18
2.2.3. Lâmpada de Tungstênio	18
2.3. Luminescência	19
2.3.1. Lâmpada Fluorescente de Mercúrio	20
2.3.2. Lâmpada LED	21
2.4. Corpos Negros	23
2.4.1. Lei de Stefan-Boltzmann	28
2.4.2. Espectro do Corpo Negro	33
2.4.3. Lei de Deslocamento de Wien	35
<b>3. Metais Alcalinos</b>	<b>42</b>
3.1. Lítio e Berílio	43
2.1.1. Comportamento Anormal do Lítio	43
3.2. Hidróxidos de Metais Alcalinos	45
3.2.1. Estabilidade Térmica	46
3.2.2. Capacidade Higroscópica	46
3.2.3. Absorção de CO e CO <sub>2</sub>	46
3.2.4. Potassa Alcóolica	47
<b>4. Metais Alcalino-Terrosos</b>	<b>47</b>
4.1. Berílio	47
4.2.1. Comportamento Anormal do Berílio	49
4.2. Reações	51
4.2.1. Carbonatos e Sulfatos	53
<b>5. Grupo 3</b>	<b>55</b>
5.1. Boro	55
5.1.1. Ácidos do Boro	58
5.1.2. Compostos com Nitrogênio	61
5.2. Alumínio	62
5.2.1. Obtenção do Alumínio	63
5.2.2. Caráter Anfótero	64



<b>5.3. Número de Oxidação</b>	<b>65</b>
<b>6. Família do Nitrogênio</b>	<b>65</b>
<b>6.1. Ciclo do Nitrogênio</b>	<b>66</b>
6.1.1. Fixação	67
6.1.2. Amonificação	67
6.1.3. Nitrificação	68
6.1.4. Desnitrificação	69
6.1.5. Influência do pH	69
6.1.6. Demanda Bioquímica por Oxigênio (DBO)	71
<b>6.2. Fósforo</b>	<b>72</b>
6.2.1. Ácidos do Fósforo	73
<b>6.3. Ácidos do Nitrogênio</b>	<b>74</b>
6.3.1. Amônia	74
6.3.2. Ácido nitroso	76
6.3.3. Ácido Nítrico	78
6.3.4. Óxidos do Nitrogênio	80
6.3.5. Óxido Nitroso ( $N_2O$ )	80
6.3.6. Óxido Nítrico (NO)	81
6.3.7. Dióxido de Nitrogênio ( $NO_2$ )	81
<b>6.4. Outros Compostos Nitrogenados</b>	<b>82</b>
6.4.1. Hidrazina ( $N_2H_4$ )	82
6.4.2. Azotetos ( $N_3^-$ )	83
<b>7. Família dos Halogênios</b>	<b>86</b>
<b>7.1. Flúor</b>	<b>86</b>
<b>7.2. Cloro</b>	<b>88</b>
<b>7.3. Bromo</b>	<b>89</b>
<b>7.4. Iodo</b>	<b>89</b>
<b>8. Lista de Questões Propostas</b>	<b>91</b>
<b>9. Gabarito</b>	<b>109</b>
<b>10. Lista de Questões Comentadas</b>	<b>110</b>



**Siga minhas redes sociais!**



*Prof. Thiago Cardoso*



*@thiagofernando.pe*



## 1. Cores na Química

A cor na Química é um fenômeno um pouco abstrato. De onde viria a cor das substâncias? Será que uma substância é azul porque suas moléculas são azuis?

Na realidade, não. Os átomos e moléculas não possuem cor.

O primeiro ponto que devemos saber é que a cor de um material depende das faixas de frequência que são refletidas ou emitidas por ele.

A luz do sol é branca, que é a mistura de todas as faixas de frequência visíveis. Isso significa que o sol é capaz de emitir todo tipo de frequência de luz.

Um corpo na Terra é azul, quando ele é capaz de refletir ou emitir somente luz azul. Todas as demais faixas de frequência ele absorve.

Por outro lado, um corpo é preto quando ele não reflete ou emite nenhum tipo de luz visível. Todas as faixas de frequência visíveis são absorvidas.

Como não podemos enxergar os átomos, o modo mais fácil de detectar a presença de um elemento químico ou composto em uma amostra é por meio das cores que eles podem exibir, quando estimulados por aquecimento ou após uma reação química.

### 1.1. Colorimetria

Nessa seção, vamos estudar as cores naturais exibidas por compostos químicos.

Na Química Inorgânica, a grande maioria dos compostos coloridos são de metais de transição. Portanto, a cor já é um forte indicativo de uma reação desse tipo de elemento.

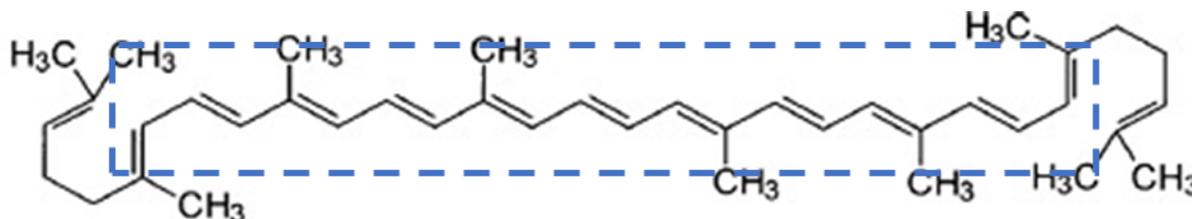
Alguns dos principais compostos que não envolvem metais de transição, mas que apresentam cores características muito fortes estão listados na Tabela 1.

*Tabela 1: Alguns Compostos notavelmente coloridos que não possuem metais de transição em sua composição*

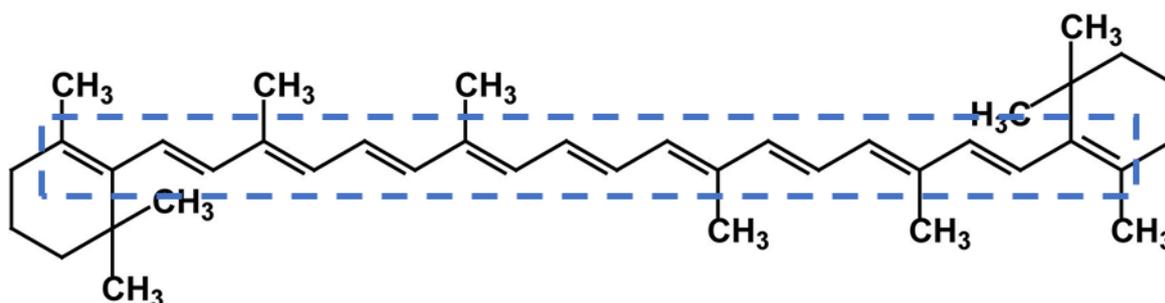
Fórmula Molecular	Composto	Cor
$NO_2$	Dióxido de Nitrogênio	Laranja
$Br_2$	Bromo	Castanho-avermelhado
$PbI_2$	Iodeto de Chumbo	Amarelo



Na Química Orgânica, também já estudamos um caso interessante em que os compostos que possuem sistemas muito longos de ligações simples-duplas conjugadas apresentam cor.



### Licopeno: vermelho do tomate



### Beta-Caroteno: laranja da cenoura

Figura 1: Exemplos de Carotenóides responsáveis pela cor vermelha do tomate e laranja da cenoura

A explicação para isso é que os sistemas de ligações simples-duplas conjugadas apresentam a propriedade de ressonância. Com isso, os elétrons podem transitar pela molécula, e esse tipo de composto pode facilmente migrar para várias estruturas de ressonância com energias ligeiramente superiores. Logo, esses compostos apresentam facilidade de absorver e emitir luz.

De maneira geral, os compostos de metais representativos são incolores ou brancos. As principais exceções acontecem quando o próprio ânion é colorido.

Vamos estudar as principais cores que podem aparecer em compostos na hora da prova.

Tabela 2 : Cores dos Principais Cátions de Metais de Transição

Elemento	Cátion	Cor
<b>Titânio</b>	$Ti^{3+}$	Púrpura
<b>Cromo</b>	$Cr^{2+}$	Roxo
	$Cr^{3+}$	Verde
	$Cr_2O_7^{2-}$	Vermelho



<b>Manganês</b>	$Mn^{2+}$	Incolor
	$MnO_2(s)$	Marrom
	$MnO_4^-$	Violeta
<b>Ferro</b>	$Fe^{2+}$	Verde
	$Fe^{3+}$	Amarelo
<b>Cobalto</b>	$Co^{2+}$	Azul
<b>Níquel</b>	$Ni^{2+}$	Verde
<b>Cobre</b>	$Cu^{2+}$	Azul

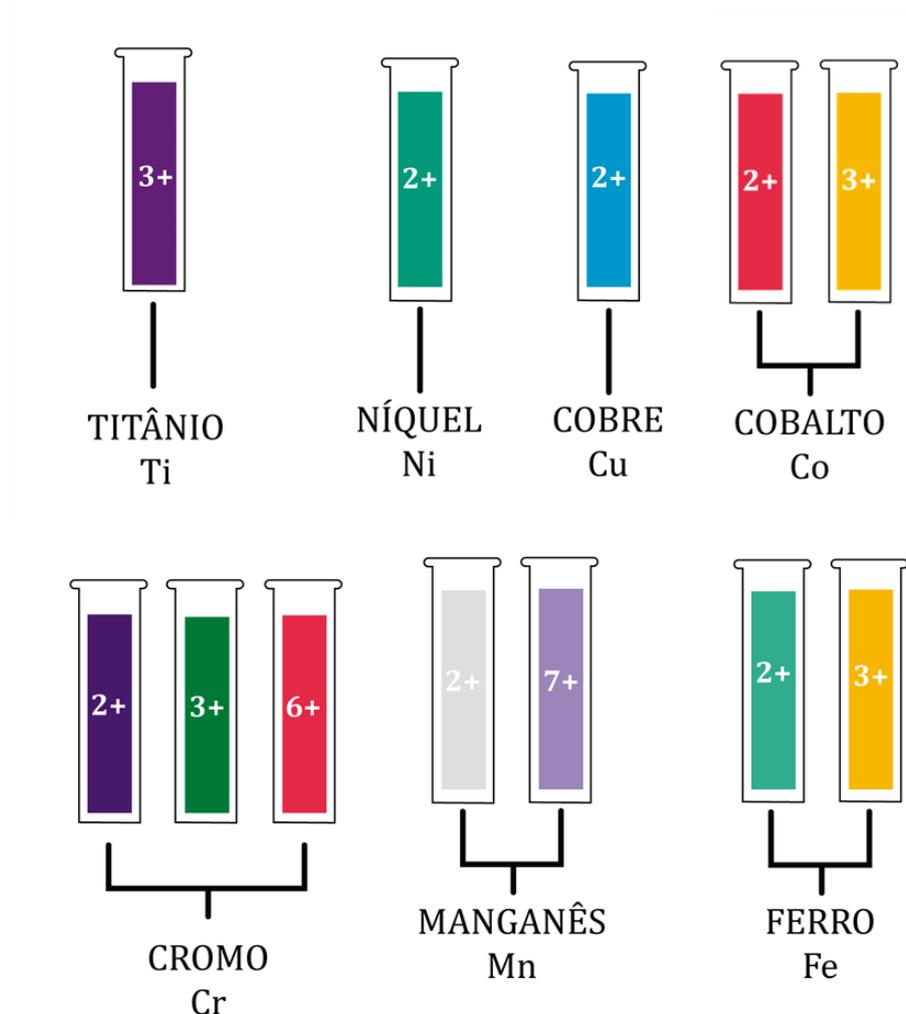
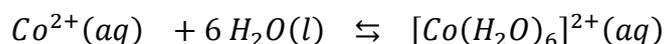


Figura 2: Cores de Íons de Metais de Transição



É importante ressaltar que a coloração dos íons depende do seu estado de coordenação. Tomemos como exemplo o cobalto ( $\text{Co}^{2+}$ ). Na forma anidra, o íon cobalto é azul, porém, a sua forma hidratada é rosa.



azul

rosa

Portanto, alguns fatores podem afetar a cor de uma solução de cloreto de cobalto. Por exemplo, à temperatura ambiente, uma solução é rosa.

Porém, quando aquecida, o equilíbrio se desloca para a esquerda, transformando-a em azul. A razão para isso é que o aumento de temperatura favorece o sentido de maior entropia, que é o sentido dos reagentes.

Por isso, é bastante possível que o mesmo cátion apresente cores diferentes em sais diferentes.

Considero que, de maneira geral, é improdutivo tentar decorar um número muito elevado de cores de reagentes. Acredito que, se o aluno se prender às principais, ele terá um custo-benefício mais atrativo para a sua prova.

## 1.2. Teste de Chama

A pólvora foi inventada pelos chineses no Século IX. É utilizada como propelente para armas de fogo e também para os fogos de artifício.

Uma de suas fórmulas químicas mais famosas é a **pólvora negra**, que é composta essencialmente por:

- **Nitrato de Potássio ou Sódio:** o nitrato de sódio é conhecido como salitre e o de potássio como salitre do Chile. Os nitratos são poderosos agentes oxidantes. São capazes de fornecer o oxigênio para queimar os demais componentes da pólvora.
- **Carvão (C) e Enxofre (S):** são os combustíveis. Eles se oxidam formando os dióxidos de carbono ( $\text{CO}_2$ ) e de enxofre ( $\text{SO}_2$ ).

A proporção básica de seus elementos constituintes é 2 partes de enxofre, 3 partes de carvão vegetal e 15 partes de salitre.

Durante a Idade Média, os italianos e alemães descobriram que, ao adicionar compostos metálicos à pólvora, eles seriam capazes de obter colorações variadas.



Figura 3: As cores dos Fogos de Artifício se devem a excitações eletrônicas de cátions metálicos

Quando um cátion metálico recebe energia, ele sofre diversas transições eletrônicas. A energia liberada por essas transições pode cair na faixa visível e, com isso, o cátion pode apresentar cores características quando queimado.

Em meados do Século XVIII, o pesquisador Thomas Melvill (1726 – 1753) observou que, ao aquecer diversos sais, obtinha-se chamadas de colorações diferentes. Em 1758, Andreas Marggraf (1708 – 1782) conseguiu diferenciar o cloreto de sódio do cloreto de potássio pela cor de suas chamas.

Mais adiante, John Herschel (1792 – 1871) mostrou que que a radiação emitida pelas chamas de bário, cálcio, estrôncio e cobre poderiam ser decompostas por um prisma de vidro em suas linhas espectrais características. Esse ato poderia facilitar bastante a identificação química.

Tais estudos foram importantes para a construção do espectroscópio do Bunsen e Kirchoff e foram valiosas ferramentas para identificação de metais. Permitiram também a descoberta do céσιο e do rubídio.

Para obter as cores de chama em laboratório, basta aquece sais contendo cátions metálicos no Bico de Bunsen. A cor da chama é característica do cátion.

Tabela 3 : Cores da Chama de Diversos Cátions

Família	Elemento	Cor da Chama
<b>Metais Alcalinos</b>	Lítio	Vermelho-carmim
	Sódio	Amarela
	Potássio	Violeta
<b>Metais Alcalino-Terrosos</b>	Cálcio	Vermelho-alaranjada
	Estrôncio	Vermelho-sangue
	Bário	Verde-amarelada



<b>Metais de Transição</b>	Cobre	Verde
	Zinco	Amarelo
	Chumbo	Azul

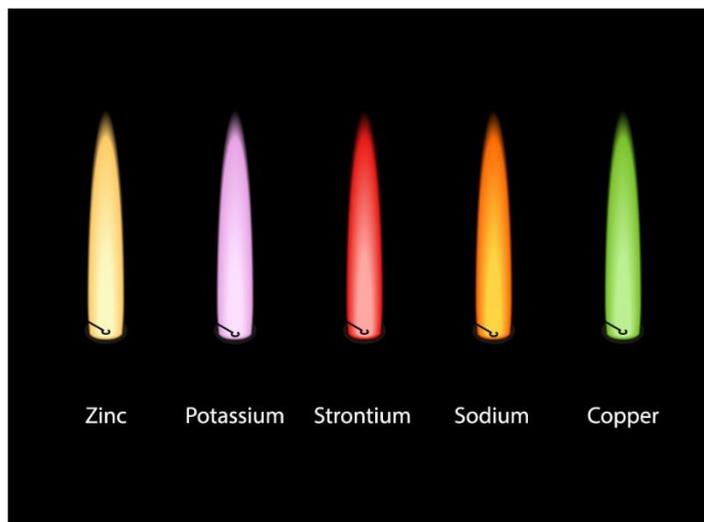


Figura 4 : Cores das Chamas de Cátions de Diversos Elementos Químicos

### 1.3. Espectrometria de Massas

A espectrometria é uma técnica caríssima, porém, muito utilizada na Química Laboratorial para a determinação da composição centesimal de compostos químicos. É considerada a técnica mais precisa disponível atualmente para essa finalidade.

Embora seja muito avançada, é relativamente comum nas provas do ITA. Portanto, o aluno deve ficar de olho.

O espectrômetro aquece uma amostra de substância ou mistura química a temperaturas muito elevadas, permitindo a total separação dos elementos químicos.

A seguir, os elementos recebem radiação eletromagnética e, com isso, passam a se excitar e sofrer transições eletrônicas. No Capítulo sobre Modelo Atômico de Bohr, estudamos que os comprimentos de onda das radiações emitidas por átomos monoelétrônicos seguem a Equação de Rydberg.

$$\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

A Equação de Rydberg é válida apenas para espécies monoelétrônicas. No caso de elementos químicos, aplica-se, portanto, apenas ao hidrogênio. Para os demais elementos químicos, existem variações substanciais devido ao fato de que eles apresentam subníveis de energia não-degenerados. Ou seja, a energia do orbital **2p** é diferente da energia do orbital **2s** no caso da maioria dos elementos químicos.

Porém, a Equação de Rydberg nos dá uma noção muito interessante de que o espectro de emissão dos elementos químicos depende do seu **número atômico**.



Portanto, cada elemento químico tem um conjunto de faixas de frequências característicos. Não existem dois elementos químicos com o mesmo espectro. E, na maioria das vezes, os espectros podem ser facilmente distinguidos.

Além disso, vale destacar que o espectro de emissão também varia conforme **o número de massa**. Portanto, isótopos diferentes apresentam espectros ligeiramente diferentes.

De acordo com as intensidades dos picos de radiação, é possível calcular a proporção em massa dos diversos elementos químicos.

Vale ressaltar que o espectrômetro somente é incapaz de determinar a estrutura da molécula analisada.

### 1.3.1. Espectro dos Elementos Químicos

O espectro de um elemento químico correspondem ao conjunto de todos os comprimentos de onda que podem ser observados nas suas transições eletrônicas.

A seguir, compararemos os espectros do hidrogênio e dos primeiros metais alcalinos. Note que, mesmo dentro de uma família, as variações nos espectros dos elementos são grandes.

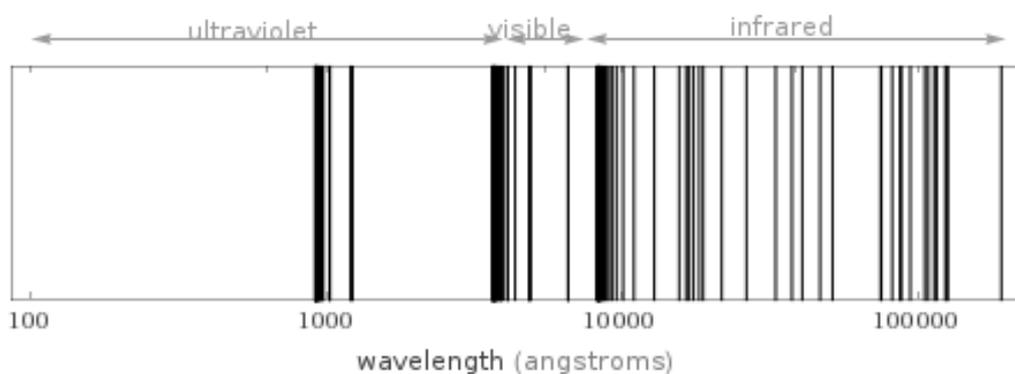


Figura 5: Espectro do Hidrogênio

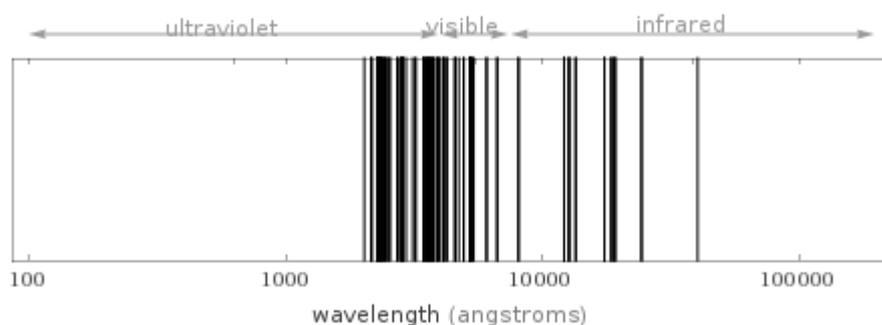


Figura 6: Espectro do Lítio

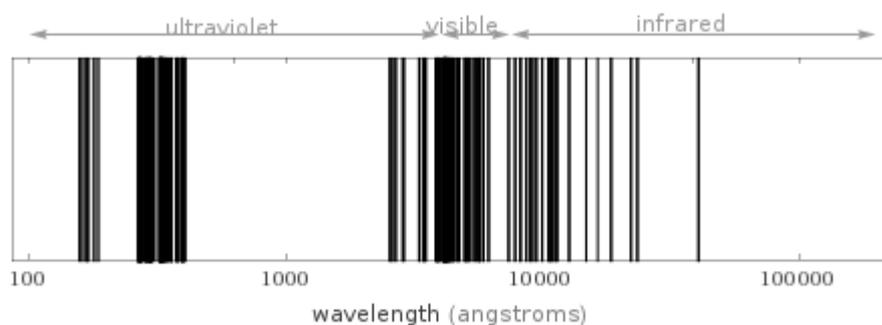


Figura 7: Espectro do Sódio

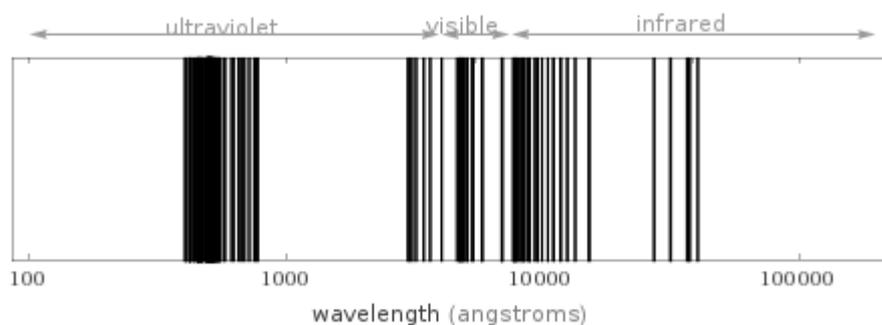


Figura 8: Espectro do Potássio

Como os espectros dos elementos são bastante diferentes, os elementos presentes em uma amostra podem ser facilmente distinguidos.

Não há necessidade de saber o espectro de nenhum elemento químico para a sua prova.

## 2. Iluminação

A emissão de luz requer uma reação química ou transição eletrônica exotérmica. É o que acontece, por exemplo, quando queimamos uma vela. A vela emite luz, pois nela acontece uma reação exotérmica de combustão.

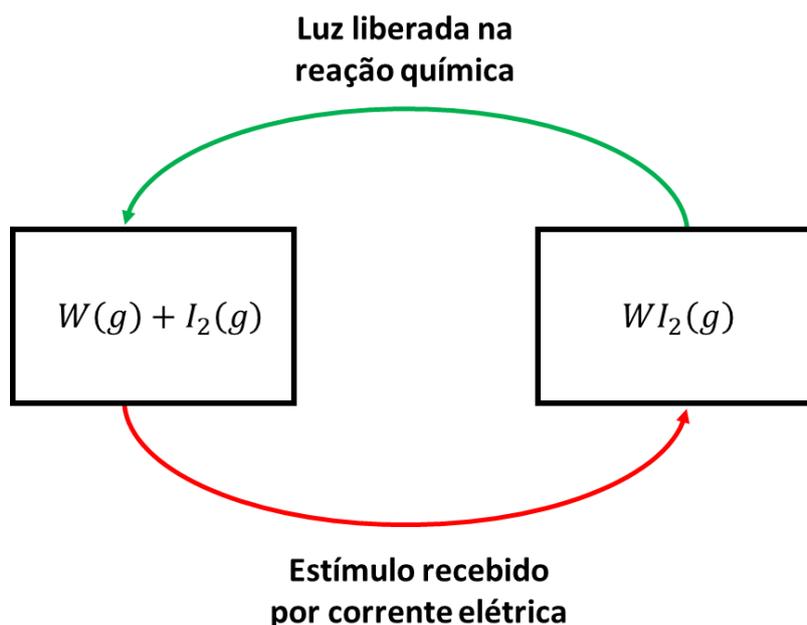
Porém, a capacidade de emitir luz da vela se esgota rapidamente assim que os reagentes se esgotam.

Para criar um dispositivo que seja capaz de emitir luz por um razoável período de tempo, é necessário que a reação química ou transição eletrônica que produza a emissão de luz **possa ser revertida**.

Pense, por exemplo, que você queira gerar energia soltando uma bolinha do alto de uma mesa. Tão logo que você solta a bolinha, ela vai ganhar energia cinética e cair ao solo. O que seria necessário fazer para gerar energia constantemente dessa forma?

Uma solução simples seria todas as vezes que a bolinha cair no chão, você recolhê-la e levar de volta para cima da mesa. Assim, você poderia soltar novamente a bolinha e, com isso, produzir energia de forma contínua.

E é exatamente isso o que acontece em uma lâmpada. Vamos tomar como exemplo a lâmpada halógena, que funciona à base da reação entre tungstênio e iodo. Os dois elementos reagem formando  $WI_2(g)$  por uma **reação exotérmica**. Essa reação, no entanto, é revertida por um a corrente elétrica.



*Figura 9: Ciclo de Funcionamento de uma Lâmpada*

A corrente elétrica é essencial para o funcionamento das lâmpadas por dois motivos:

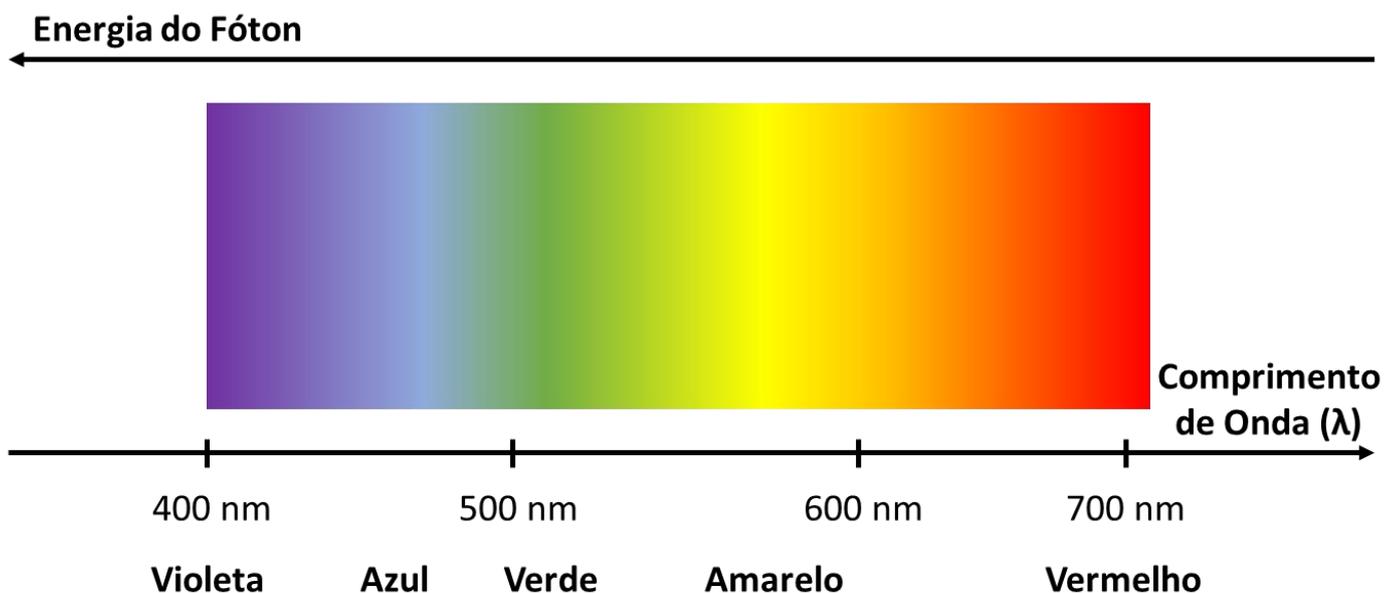
- As reações e transições eletrônicas que liberam luz na faixa visível acontecem a temperaturas muito elevadas. Portanto, a corrente elétrica é fundamental para aquecer o interior da lâmpada;
- A corrente elétrica permite que a reação da lâmpada seja revertida, de modo que ela forme um ciclo que garante a contínua liberação de energia luminosa.

De maneira geral, tão logo é cessado o estímulo elétrico, a lâmpada apaga.

## 2.1. Temperatura de Cor

As lâmpadas produzem luz por meio de estímulos externos. De maneira geral, o material constituinte da lâmpada precisa ser **aquecido** para emitir luz.

A cor da radiação luminosa emitida depende do material e da **temperatura** a que o material é aquecido. Para entender essa relação, devemos nos lembrar do espectro eletromagnético da luz visível e seus comprimentos de onda.



*Figura 10: Comprimento de Onda*

Lembre-se, ainda, que o branco e o preto não são feixes monocromáticos. O branco é uma mistura de cores de vários comprimentos de onda. Já o preto é a ausência de qualquer luz visível.

O comprimento de onda cresce no sentido: **violeta – azul – verde – amarelo – laranja – vermelho**. A energia do fóton, por sua vez é inversamente proporcional ao comprimento de onda, relação que é dada pela Equação de Planck.

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Portanto, a luz vermelha é a luz de menor energia de fóton. E a luz violeta é a de maior energia.

Quando o material é aquecido a baixas temperaturas, cerca de 1000 K, ele emite luz predominantemente vermelha, que é a luz de menor temperatura. Nessa temperatura, a eficiência energética é muito baixa e a maior parte da radiação é perdida na forma de calor.

À medida que a temperatura do material alcança temperaturas maiores, ele será capaz de emitir menores comprimentos de onda. Primeiramente, será capaz de emitir tons alaranjados e, a cerca de 2900 K, a luz começará a ficar amarelada, que é característica das lâmpadas de sódio.

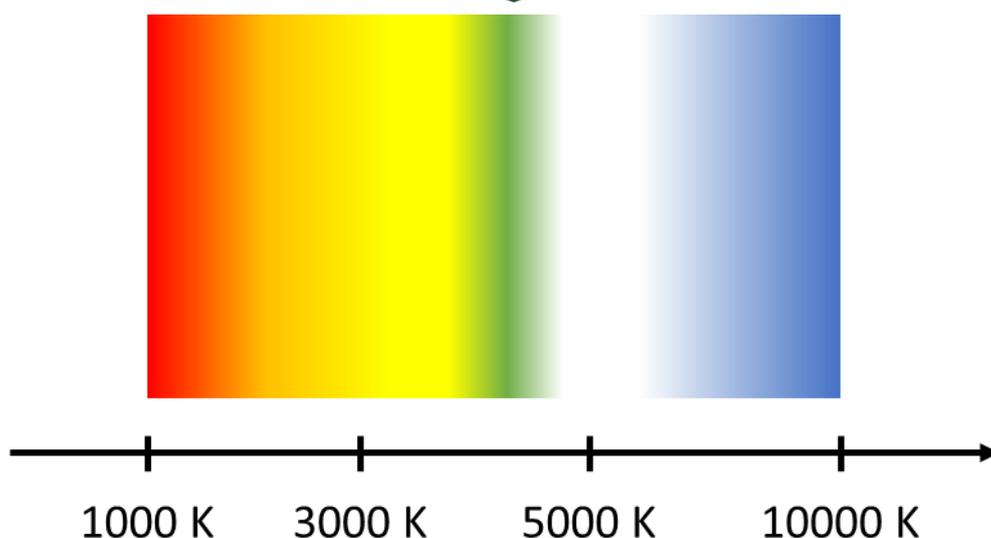


Figura 11: Escala de Temperatura de Cor

É importante destacar que, por volta de 2000 K, a lâmpada continua emitindo a luz vermelha. A razão para isso é que a energia necessária para emitir fótons dessa cor é pequena. Portanto, eles podem ser emitidos na faixa de temperatura de 1000 K e também podem ser emitidos a 2000 ou 3000 K.

Porém, a luz amarela requer energia maior que o vermelho. E, por isso, o amarelo só pode ser emitido a temperaturas superiores.

A luz verde é característica das lâmpadas halógenas, cerca de 3000 K. Em outras lâmpadas, por volta de 4000 K, a luz emitida apresenta uma mistura de tons que variam do vermelho ao verde, conhecida como **branco quente**.

Em temperaturas maiores, o branco se tornará neutro. Isso significa que ele inclui comprimentos de onda, desde o vermelho até o azul.

Acima de 6000 K, o material estará tão aquecido que deixará de emitir os feixes de radiação vermelho e laranja, portanto, a radiação se torna cada vez mais azul. Quanto maior a temperatura, mais azul ficará a lâmpada emitida. Em cerca de 10000 K, a luz emitida, será aproximadamente da cor do céu azul.

Em temperaturas superiores, a radiação começará a ficar violeta. Em temperatura ainda mais altas, ela deixará de ser visível, pois se concentrará na faixa do ultra-violeta.

É importante destacar que, embora exista a escala de temperatura de cor, o tipo de material que constitui a lâmpada também influencia na cor da luz emitida. Por exemplo, a lâmpada halógena emite luz verde por volta de 3000 K. Nessa mesma temperatura, a lâmpada de tungstênio emite luz branco quente.

Por esse motivo, a escala de temperatura de cor não é descrita exatamente em função da temperatura do interior da lâmpada. No entanto, você não precisa decorar as minúcias da escala de cor. Essa é uma preocupação para os fotógrafos.

Aconselho que você saiba a sequência de escala de temperatura.

**Vermelho < Amarelo < Verde < Branco < Azul**



## 2.2. Incandescência

A incandescência consiste na capacidade de um material de emitir radiação luminosa quente quando estimulado por uma corrente elétrica.

### 2.2.1. Lâmpadas de Sódio

As lâmpadas de sódio se encaixam na categoria de lâmpadas incandescentes, pois emitem radiação de baixa temperatura, com bastante emissão de calor.

Existem dois tipos de lâmpadas de sódio: as de baixa pressão (LPS) e as de alta pressão (HPS).

A lâmpada de sódio de baixa pressão (LPS) foi a primeira a ser usada na iluminação pública. Ela se baseia no fato de que o sódio emite radiação amarela quando submetido ao ensaio de chama, o que acontece por volta de 1800 K a 2000 K.

É considerada uma das lâmpadas mais eficientes, porque o espectro de emissão do sódio é bem centrado no amarelo, ocorrendo pouco desperdício de frequências no infravermelho e no ultra-violeta. Além disso, o olho humano é **bastante sensível** ao amarelo.

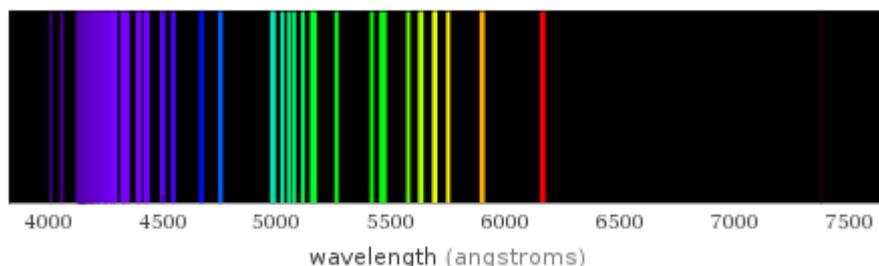


Figura 12: Espectro de Emissão Visível do Sódio

Como o sódio é um dos materiais mais reativos da Tabela Periódica, a atmosfera da lâmpada precisa ser construída **exclusivamente** com gases nobres, como argônio e neônio.

Vale ressaltar que o argônio e o neônio são relativamente abundantes na atmosfera, sendo o terceiro e o quinto gases de maior fração molar encontrados no ar seco.

Tabela 4 : Fração Molar dos Gases Encontrados no Ar Atmosférico Seco

Gás	Fração Molar
Nitrogênio (N <sub>2</sub> )	78,08%
Oxigênio (O <sub>2</sub> )	20,95%
Argônio (Ar)	0,93%
Dióxido de Carbono (CO <sub>2</sub> )	0,038%
Neônio (Ne)	0,0018%

Tanto o argônio como o neônio podem ser obtidos por destilação fracionada do ar liquefeito.



O neônio emite luz a uma temperatura mais baixa que o sódio. Por isso, ele será o primeiro a emitir luz. Logo quando a lâmpada de sódio liga, ela apresentará uma coloração bastante vermelha devido a esse gás.

Na temperatura de 1800 K, o sódio se encontra no estado de vapor. Por isso, a lâmpada pode ser chamada também de **lâmpada de vapor de sódio**.

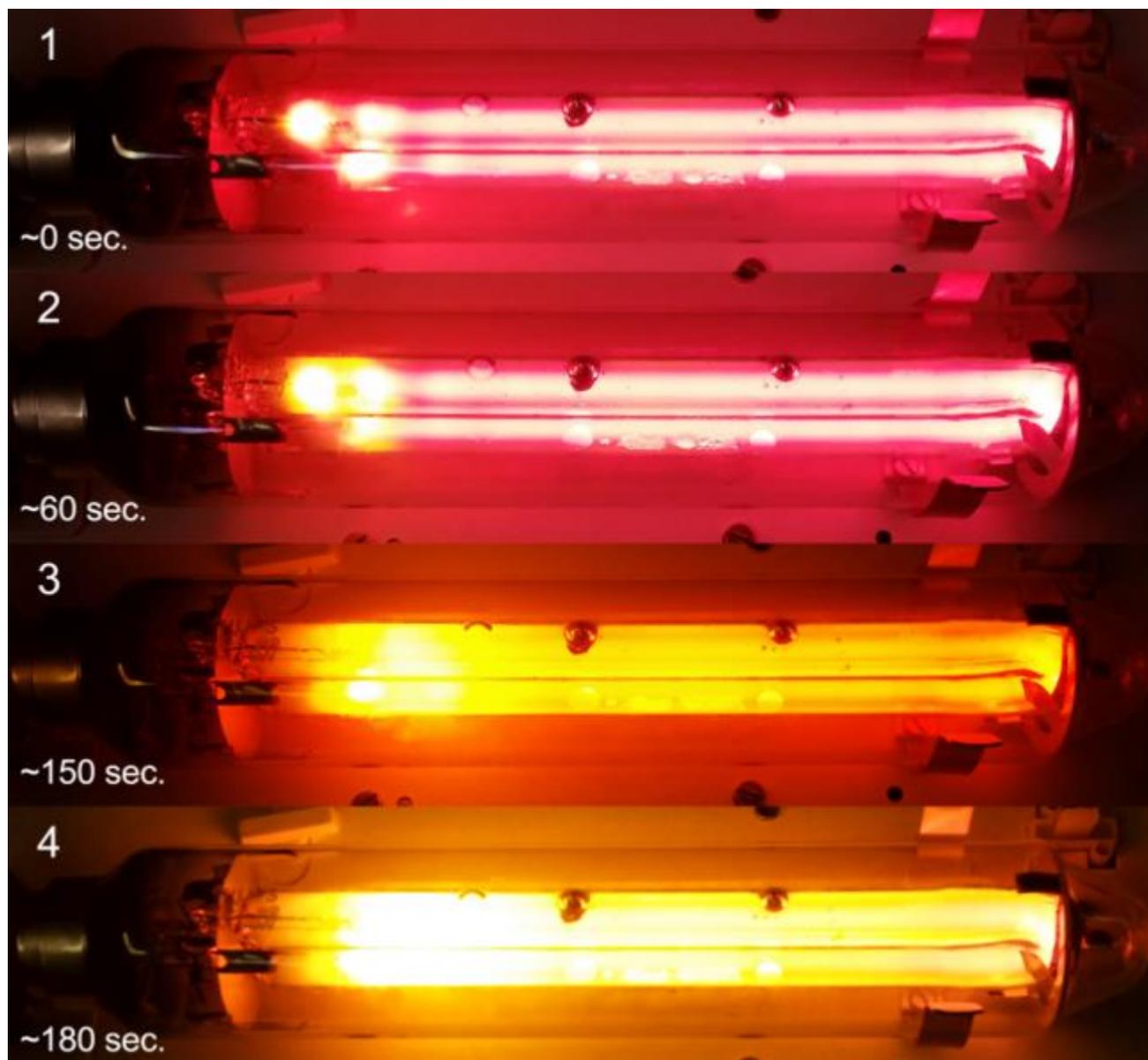


Figura 13: Processo de Aquecimento de uma Lâmpada de Sódio LPS [1]

Devido ao teor de amarelo e vermelho, essas lâmpadas são utilizadas até hoje para o crescimento e florescimento de plantas.

No entanto, vale ressaltar que o sódio é um elemento bastante perigoso, haja vista que suas reações com o oxigênio do ar e a água são bastante explosivas. Portanto, caso uma lâmpada do material se quebre, é preciso descartá-la com bastante cuidado para evitar acidentes.



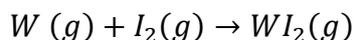
## 2.2.2. Lâmpadas Halógenas

As lâmpadas halógenas – em inglês, *metal halide lamps* – são lâmpadas incandescentes que operam com um filamento de tungstênio contido em um gás inerte e com uma pequena quantidade de um halogênio, como iodo ou bromo.



Figura 14: Lâmpada Halógena

A temperaturas próximas da temperatura de fusão do tungstênio, que é de 3800 K, esse metal exibe uma razoável pressão de vapor.



Essa reação é exotérmica e emite uma radiação luminosa específica, de coloração verde. Observe que a energia liberada na lâmpada halógena tem uma natureza diferente das demais lâmpadas.

Em outras lâmpadas, as altas temperaturas induzem transições eletrônicas nos metais. Porém, na lâmpada halógena, a energia liberada se deve a uma reação química exotérmica. A alta temperatura tem dois objetivos: volatilizar parte do tungstênio e decompor o  $WI_2$  ou  $WBr_2$  formado.

No interior do bulbo, a atmosfera é formada por gases inertes – geralmente, argônio, neônio ou nitrogênio –, que criam correntes de convecção, de modo que o iodeto de tungstênio circula.

Devido à alta temperatura existente no filamento, o iodeto se decompõe, depositando-se novamente no filamento.



Porém, vale ressaltar que não há nenhuma garantia de que o tungstênio se deposite exatamente no mesmo local de onde foi evaporado. Portanto, com o tempo, a lâmpada não funcionará mais adequadamente. O tempo de vida médio das lâmpadas halógenas é de cerca de 2000 a 4000 horas.

## 2.2.3. Lâmpada de Tungstênio

Também conhecida como **lâmpada incandescente comum** se baseia em um **filamento de tungstênio** envolto em uma atmosfera de gás nobre.

O tungstênio é atravessado por uma corrente elétrica intensa. A elevadas temperaturas, o tungstênio no estado sólido sofre transições eletrônicas.

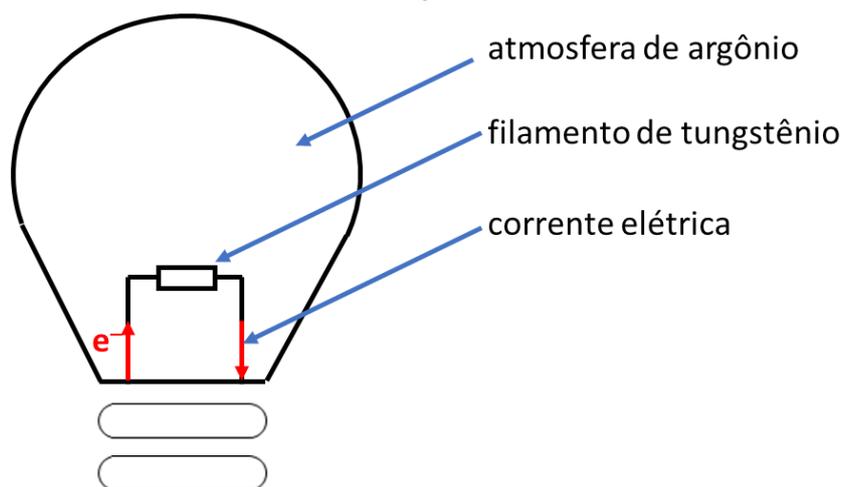


Figura 15: Lâmpada Incandescente Comum

Observe que, na lâmpada incandescente, o tungstênio precisa estar no estado sólido. Portanto, o material não pode atingir temperaturas muito elevadas.

Com isso, a lâmpada incandescente comum só é capaz de produzir luz amarelada ou, no máximo, branco quente.

### 2.3. Luminescência

A luminescência consiste na capacidade de um material de emitir **radiação luminosa fria** quando estimulado. A produção de luz branca fria ou azul somente acontece por meio de luminescência.

A base para a luminescência é um primeiro estímulo de energia. Por exemplo, nas lâmpadas fluorescentes, uma corrente elétrica atravessa o dispositivo. Essa corrente é que cede energia para as reações químicas que acontecem no interior do equipamento, permitindo a liberação de energia luminosa.

- **Fluorescência:** uma substância é fluorescente quando **não** é capaz de manter a emissão de luz após cessado o estímulo externo. É o caso das próprias lâmpadas fluorescentes. Tão logo a corrente elétrica é cessada, a lâmpada apaga, pois as reações que ali acontecem dependem de suprimento contínuo de energia.
- **Fosforescência:** no caso da fosforescência, mesmo após cessado o estímulo inicial, o material pode continuar emitindo energia por um razoável período de tempo. Os materiais fosforescentes podem se basear em reações em cadeia.

O sulfeto de zinco é adicionado em interruptores de lâmpadas para permitir que elas brilhem no escuro por algum tempo, de modo a facilitar que elas sejam encontradas. É por isso que, quando você chega em casa à noite, o interruptor está brilhando. Se não fosse isso, você provavelmente teria muita dificuldade de localizá-lo.

- **Bioluminescência:** é a capacidade de alguns seres vivos de emitir luz. Nesse caso, a fonte para a emissão de luz é fornecida pelo próprio ser vivo, na forma de ATP. É o que acontece com vagalumes e águas-vivas.

Com isso, vamos resumir os principais tipos de iluminação.



### 2.3.1. Lâmpada Fluorescente de Mercúrio

Vamos estudar um pouco sobre como funcionam as lâmpadas fluorescentes. Existem três tipos principais de lâmpadas: cátodo quente, cátodo frio e eletroluminescente.

As lâmpadas de cátodo quente são as mais comuns. Elas consistem em um tubo de vidro preenchido com um gás inerte rarefeito (normalmente, o argônio). Quando ionizado, o argônio servirá como meio condutor dentro do tubo.

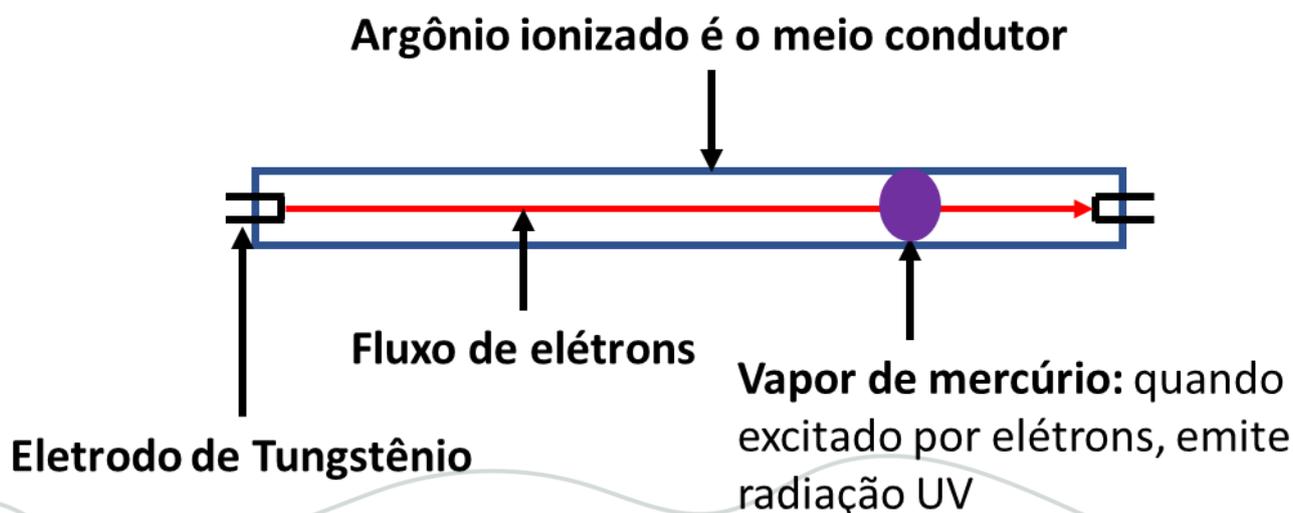
Em cada lado do tubo, encontram-se dois eletrodos de tungstênio.

O balastro (ou reator) é utilizado para regular a potência dirigida aos eletrodos.

Corrente elétrica AC atravessa o reator, que ajustará a voltagem, por exemplo, para 216 V. Haverá um fluxo de elétrons no interior do bulbo, o que vai aquecer o interior da lâmpada.

Como a lâmpada contém gás rarefeito, isso vai ajudar a vaporizar o mercúrio contido no seu interior. Quando excitados, os átomos de mercúrio emitem radiação ultravioleta (UV).

Para converter a luz ultravioleta em luz visível, a lâmpada contém uma fina camada de fosfatos. As camadas de fosfatos bloqueiam a luz UV e convertem em luz visível. Dependendo da cor de luz desejada, podem ser usadas misturas diferentes de fosfatos.





Embora tenhamos trazido simplicidade no esquema apenas uma pequena região da lâmpada produzindo luz ultra-violeta, na verdade, a produção de luz é igualmente distribuída em toda a lâmpada, haja vista que o mercúrio ionizado se encontra no estado de vapor. Logo, ele se espalha por todo o tubo. Além disso, a lâmpada fluorescente é necessariamente isotrópica. Portanto, ela sempre produz luz em todas as direções.

É comum o uso de um **refletor de alumínio** colocado na parte superior da lâmpada. O objetivo do refletor é refletir toda a luz que é emitida para cima, enviando-a para baixo da lâmpada.

### 2.3.2. Lâmpada LED

As lâmpadas a led são atualmente as lâmpadas mais modernas e têm conquistado cada vez mais espaço. Entre as vantagens do led, encontram-se:

- **Altíssima eficiência energética:** o led desperdiça muito menos calor que uma lâmpada fluorescente comum, sendo capaz de produzir 300 lúmens para cada 1 watt de potência, enquanto as lâmpadas fluorescentes produzem apenas 70. Isso significa que uma lâmpada fluorescente de 90W pode ser substituída por um led de apenas 21 watts.
- **Vida útil elevada:** a vida útil de um led pode chegar a 100 mil horas, enquanto uma lâmpada fluorescente dura cerca de 5 mil horas, contra apenas 500 horas de um bulbo incandescente;

O termo **LED** vem do inglês (“Diodo Emissor de Luz”). Nada mais é do que um **diodo semicondutor** (junção P-N) que, quando energizado, emite luz visível.

O princípio de funcionamento dos diodos já foi estudado na Química do Silício. Porém, vale a pena revisar.

Quando extraído de minérios, o silício puro forma uma estrutura semelhante ao diamante, que pode ser representada simplificada pela forma planificada.

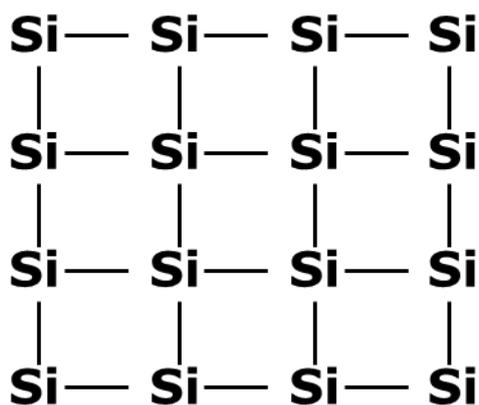


Figura 16: Estrutura do Silício Planificada

Na estrutura do silício, os elétrons estão todos presos nas ligações químicas mostradas na **Erro! Fonte de referência não encontrada.** Por isso, a sua condutividade elétrica na temperatura ambiente é **muito baixa**. No entanto, a condutividade do silício pode ser significativamente melhorada, quando adicionadas ao cristal impurezas, denominadas **dopantes**.

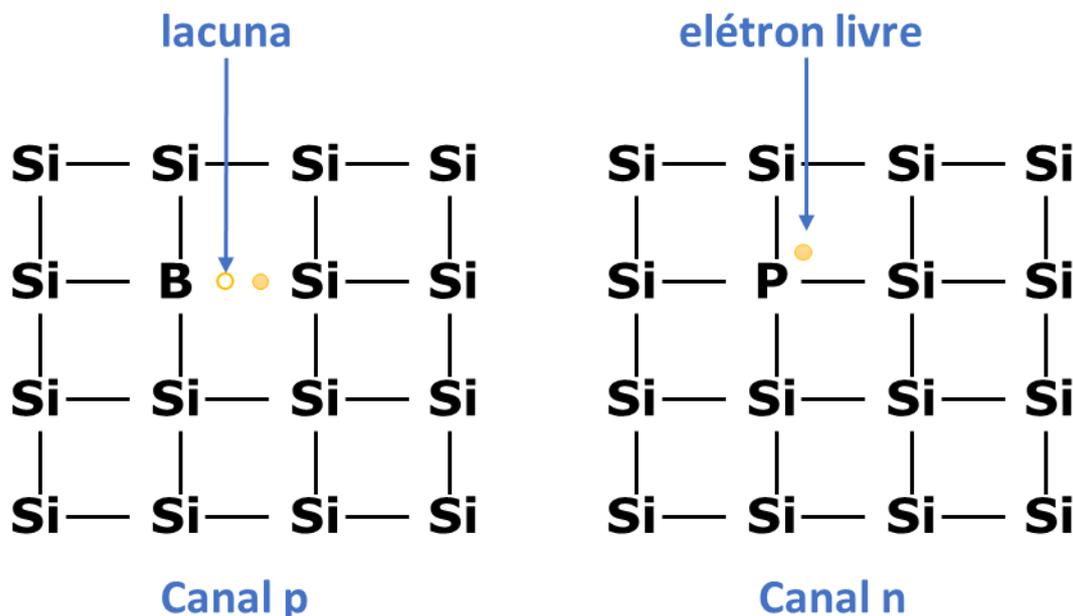


Figura 17: Dopantes no Silício

Os dopantes podem ser de dois tipos:

- **Tipo p (positivo):** O elemento deve ter três elétrons de valência (um a menos que o silício), como o boro e o gálio. Nesse caso, ao introduzir o dopante na estrutura do cristal, cria-se uma lacuna, que pode receber elétrons. O dopante tipo p, portanto, é um doador de lacunas;
- **Tipo n (negativo):** O elemento deve ter cinco elétrons de valência (um a mais que o silício), como o fósforo e o arsênio. Ao introduzir o dopante na estrutura do cristal, ele fica com um elétron livre, que pode ganhar movimento e gerar corrente elétrica. O dopante tipo n, portanto, é um doador de elétrons.

A descoberta dos semicondutores à base de silício foi extremamente importante para a produção dos diodos e dos transistores, que são componentes fundamentais da maior parte dos equipamentos eletrônicos modernos.

O diodo, cujo esquema é mostrado na **Erro! Fonte de referência não encontrada.**, é o dispositivo semicondutor mais simples, formado por um canal N e um canal P. O canal N contém elétrons livres, enquanto que o canal P contém lacunas. Portanto, o movimento de elétrons só pode ocorrer do canal N para o canal P.

O silício, portanto, é um condutor extrínseco e anisotrópico.

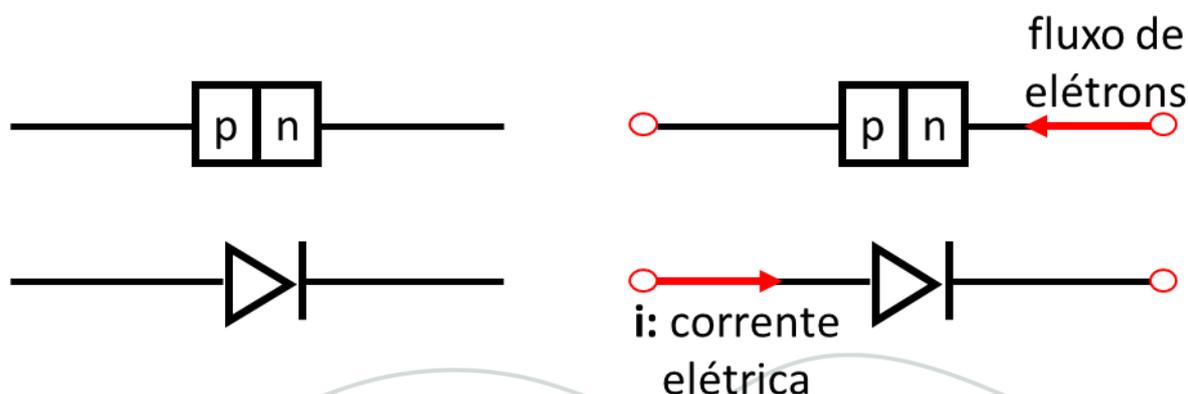




Figura 18: Esquema Elétrico de um Diodo

Voltemos, agora, ao conceito de **semicondutor**. Os semicondutores apresentam **resistência elétrica** bastante superior à dos metais.

Por esse motivo, ocorre bastante dissipação de energia quando uma corrente elétrica os atravessa. Nos semicondutores baseados em silício e germânio, a maior parte da energia é liberada na forma de calor. A quantidade de luz emitida é insignificante.

Para a construção de leds, é preciso recorrer a outros materiais semicondutores, como o **arsenieto de gálio** (GaAs) ou o **fosfeto de gálio** (GaP). Embora mais caros que o silício, eles permitem a construção de chips muito mais velozes e de tamanho menor. Por isso, são valiosos semicondutores.

Nesse caso, ainda, a depender da dopagem utilizada, pode-se observar a emissão de luz visível. Os leds mais importantes são:

- **Vermelho:** Arsenieto de gálio (GaAs) dopado com fósforo;
- **Verde:** Fosfeto de gálio (GaP) dopado com nitrogênio;
- **Azul:** Nitreto de gálio (GaN) dopado com índio e alumínio.

A depender da dopagem utilizada, é possível produzir leds puros de praticamente qualquer.

Com a combinação desses três LEDs, é possível gerar qualquer cor do espectro visível. Por exemplo, o amarelo pode ser obtido misturando-se leds vermelhos e verdes. É o chamado **sistema RGB**, que é utilizado até hoje por televisões e computadores.

#### CURIOSIDADE



Os leds verde e vermelho já existiam desde os anos 1960. Porém, o led azul só foi criado na década de 90 graças ao trio de cientistas japoneses: Isamu Akasaki, Hiroshi Amano e Shuji Nakamura, que receberam o **Prêmio Nobel de Física** em 2014.

Naquela época, vários cientistas já pesquisavam sobre a dopagem do nitreto de gálio com índio e alumínio. Porém, a grande dificuldade era encontrar a proporção correta entre índio e alumínio para chegar na cor azul.

Atualmente, variando-se a proporção entre índio e alumínio, é possível produzir LED com cores que variam desde o vermelho até o ultra-violeta.

De acordo com o colunista do Washington Post, Aaron Tinjum, a eficiência energética do LED permitirá levar luz para 1,5 bilhão de pessoas ao redor do mundo que atualmente vivem sem acesso à rede energia. Tinjum considera que o próximo século será iluminado por essa tecnologia. [2]

## 2.4. Corpos Negros

Como falamos anteriormente, o preto é a característica da ausência de luz visível.



Um corpo negro é um objeto que **absorve** toda a radiação eletromagnética que incide sobre ele, independentemente da frequência. Não existe a possibilidade de uma radiação eletromagnética atravessá-lo ou ser refletida por ele.

Para entender melhor a definição do corpo negro, vamos considerar o fluxo de energia por um corpo qualquer. Quando energia incide sobre um qualquer, o corpo pode:

- Absorver;
- Refletir;
- Deixar a energia passar.

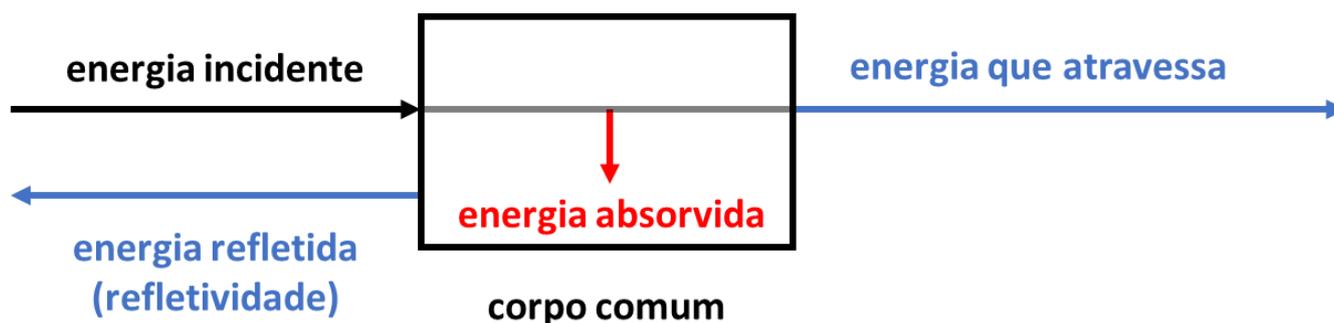


Figura 19: Fluxo de Energia em um Corpo Comum

Um corpo comum possui três parâmetros: absorvidade, refletividade e transmissividade, cujas definições são apresentadas a seguir.

$$\alpha_{\lambda} = \frac{E_{\text{absorvida}}}{E_{\text{incidente}}} \quad \rho_{\lambda} = \frac{E_{\text{refletida}}}{E_{\text{incidente}}} \quad \tau_{\lambda} = \frac{E_{\text{atravessa}}}{E_{\text{incidente}}}$$

**Absortividade      Refletividade      Transmissividade**

Colocamos o índice  $\lambda$ , porque os parâmetros de absorvidade, refletividade e atravessabilidade de um corpo dependem do comprimento de onda da luz nele incidente.

Pense, por exemplo, em uma camisa azul. Idealmente, esse corpo seria capaz de refletir toda a luz azul que incide sobre ele, mas absorver (se for opaco) ou deixar passar (se for transparente) todas as demais frequências de radiação. Portanto, o corpo azul tem refletividade igual a 100% para a luz azul, mas igual a 0% para todas as demais frequências.

Pelo Princípio da Conservação de Energia, podemos escrever:

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{absorvida}} + E_{\text{refletida}} + E_{\text{atravessa}}$$

Dividindo tudo pela energia incidente, temos:

$$\frac{E_{\text{incidente}}}{E_{\text{incidente}}} = \frac{E_{\text{absorvida}}}{E_{\text{incidente}}} + \frac{E_{\text{refletida}}}{E_{\text{incidente}}} + \frac{E_{\text{atravessa}}}{E_{\text{incidente}}}$$

$$\therefore \alpha_{\lambda} + \rho_{\lambda} + \tau_{\lambda} = 1$$

Podemos definir três modelos ideais de corpos:

- **Corpo Negro:** absorve toda a energia nele incidente;
- **Corpo Branco:** reflete toda a energia nele incidente;



- **Corpo Transparente:** permite que toda a energia nele incidente atravessá-lo.

O corpo negro ideal absorve toda a energia nele incidente. Portanto, a refletividade e a transmissividade são nulas, e a absorvidade é igual a 1 (ou 100%).

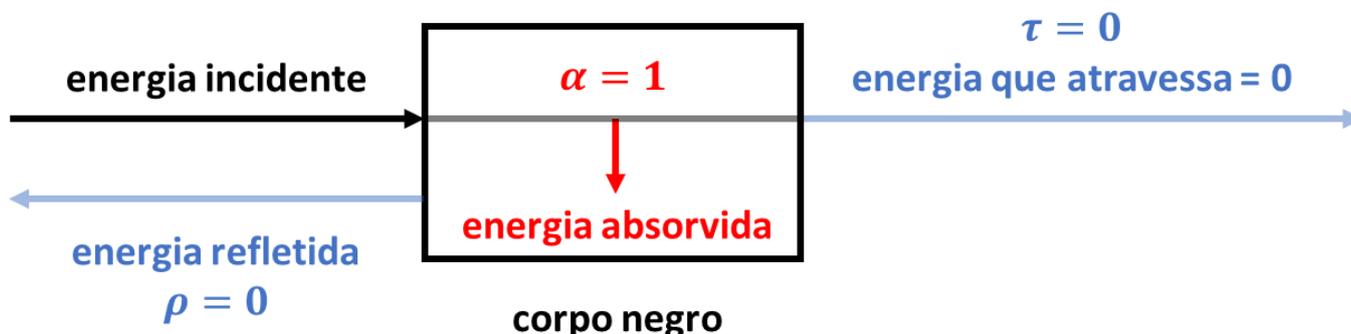


Figura 20: Fluxo de Energia no Corpo Negro

A energia absorvida pelo corpo pode ser utilizada para promover transformações físicas e químicas o interior do corpo. Devido a essas transformações, a energia pode ser:

- **Gerada:** quando a transformação global que acontece no corpo é exotérmica. Nesse caso, o corpo é uma fonte de energia.
- **Retida:** quando a transformação global que acontece no corpo é endotérmica. Nesse caso, o corpo é um sorvedouro de energia.
- **Emitida:** o restante de energia que não é retida pelo corpo é liberada para o meio.

Pela Lei da Conservação de Energia, podemos dizer:

$$E_{\text{absorvida}} = E_{\text{retida}} - E_{\text{gerada}} + E_{\text{emitida}}$$

Um parâmetro importante para o corpo negro é a sua **emissividade**, que é a relação entre a energia emitida e a energia total absorvida pelo corpo.

$$\epsilon = \frac{E_{\text{emitida}}}{E_{\text{absorvida}}}$$

Quando o corpo negro está em equilíbrio termodinâmico, a reação química global que nele acontece é cíclica. Portanto, toda a energia retida por ele é igual à energia que ele gera. Vejamos um exemplo.

Uma lâmpada ideal funciona como um corpo negro. Ela recebe energia por meio de corrente elétrica e a utiliza para promover reações químicas no seu interior. Voltemos ao caso da lâmpada halógena, visto na Figura 9.

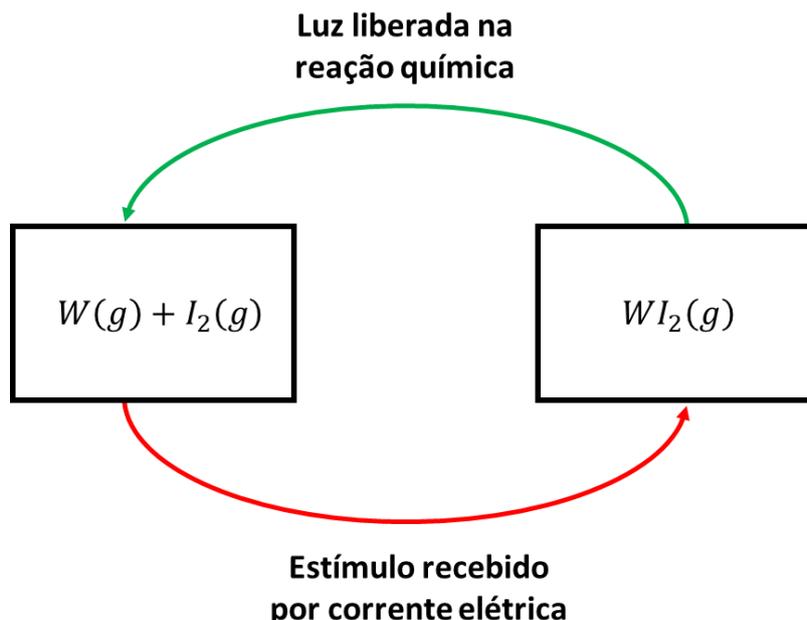


Figura 21: Ciclo de Funcionamento de uma Lâmpada

Podemos desenhar o diagrama de energia para a lâmpada.

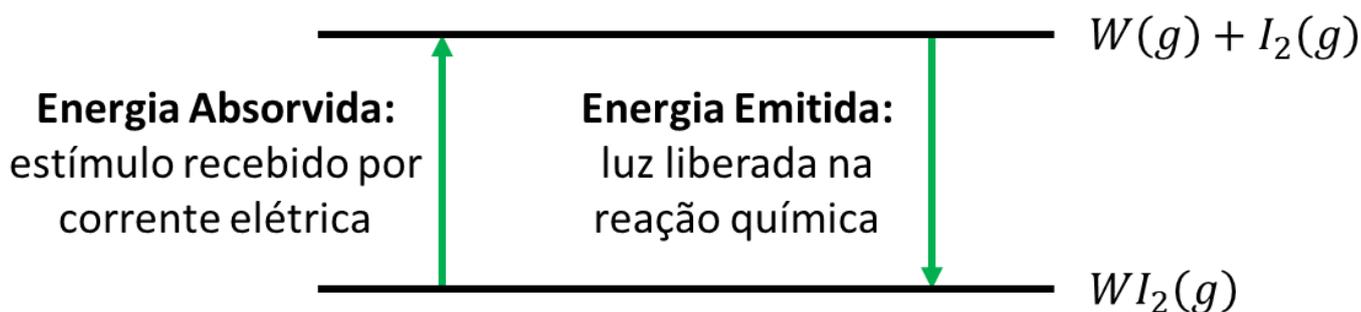
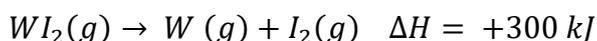
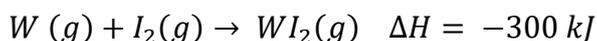


Figura 22: Em um Corpo Negro Ideal, toda a energia absorvida é emitida novamente pelo corpo

A Figura 22 mostra que toda a energia absorvida pelo corpo é utilizada para promover uma reação química. No caso da lâmpada halógena<sup>1</sup>:



Em um corpo negro ideal, a reação se reverte liberando a energia característica da lâmpada.



Portanto, no corpo negro ideal em equilíbrio termodinâmico, a energia retida é igual à energia gerada pelas suas transformações físicas e químicas. A transformação global é nula. Logo, o corpo **não é fonte nem sorvedouro** de energia.

Quando em equilíbrio termodinâmico, **o corpo negro irradia toda a energia que absorve**. Ou, melhor ainda, o corpo negro irradia energia **na mesma taxa** que incide sobre ele.

<sup>1</sup> O valor de 300 kJ para a energia da reação foi meramente ilustrativo. Não encontrei nenhuma tabela com a entalpia do iodeto de tungstênio.



Portanto, podemos escrever:

$$E_{\text{absorvida}} = E_{\text{emitida}}$$

$$\therefore \epsilon = \frac{E_{\text{emitida}}}{E_{\text{absorvida}}} = 1$$

Portanto, a emissividade de um corpo negro ideal é igual a 1 (ou 100%). Esse conceito é conhecido como **Lei de Kirchhoff**.

A despeito disso, o corpo negro ideal pode funcionar como transformador de frequências. Ou seja, ele pode emitir uma faixa de frequências diferente daquela que absorve.

Tomemos como exemplo uma lâmpada LED que funciona por transições eletrônicas. Ela pode, por exemplo, receber energia na forma de ultra-violeta (invisível) e transformá-la em energia visível percorrendo, na reação inversa, um caminho diferente do caminho percorrido na reação direta.

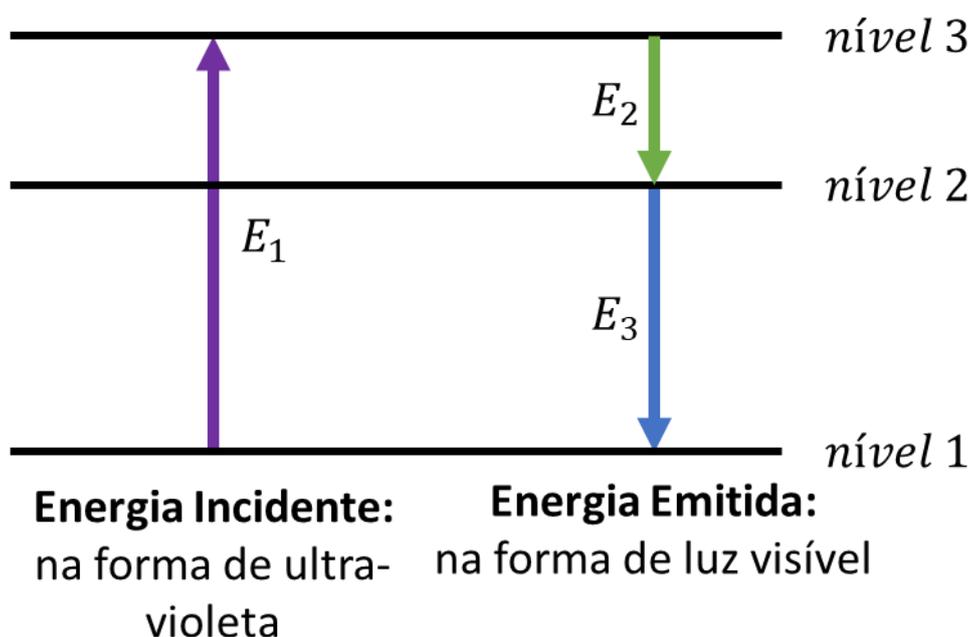


Figura 23: Ilustração de como o corpo negro pode transformar energia

Podemos até mesmo estabelecer uma relação entre as faixas de radiação emitida e absorvida pelo corpo. Pela Lei de Conservação de Energia, temos:

$$E_1 = E_2 + E_3$$

Podemos utilizar a Equação de Planck para calcular a energia dos fótons em função do seu comprimento de onda.

$$\frac{hc}{\lambda_1} = \frac{hc}{\lambda_2} + \frac{hc}{\lambda_3}$$

$$\therefore \frac{1}{\lambda_1} = \frac{1}{\lambda_2} + \frac{1}{\lambda_3}$$

Portanto, podemos esquematizar o corpo negro ideal:

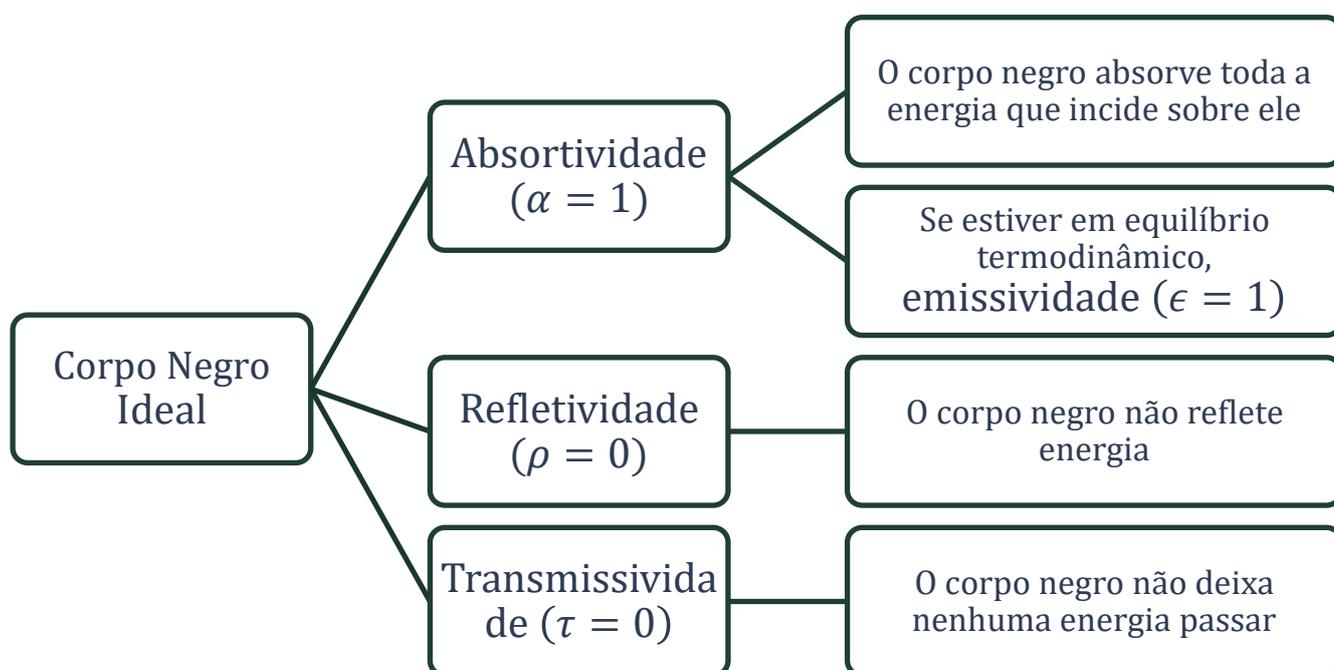


Figura 24: Fluxo de Energia em um Corpo Negro Ideal

Uma curiosidade é que, diante do exposto nesse capítulo, o corpo negro ideal não precisa necessariamente ser preto. O termo **corpo negro** advém do princípio de que o corpo não reflete nem é atravessado por nenhum tipo de luz.

Portanto, nada impede que ele seja colorido, pois ele pode **emitir** radiação. Assim, toda a energia luminosa de um corpo negro deve ser originada de **transformações físicas e químicas** que se passam no interior daquele corpo.

O Sol pode ser considerado um corpo negro, porém, não está em equilíbrio termodinâmico. No seu interior, acontecem as reações de fusão nuclear somente no sentido direto – o hélio não se transforma de volta em hidrogênio. Portanto, o Sol é uma **fonte** de energia.

### 2.4.1. Lei de Stefan-Boltzmann

Como o corpo negro emite radiação eletromagnética, é possível calcular a sua temperatura.

A Lei de Stefan-Boltzmann relaciona a densidade de potência emitida por um corpo negro com a sua temperatura absoluta.



A densidade de potência é igual à potência por unidade de área do corpo. Pela análise de dados experimentais, o físico Joseph Stefan determinou que essa densidade é proporcional à quarta potência da temperatura absoluta de sua superfície.

$$B = \frac{P}{A} = \sigma T^4$$

A importância do estudo da densidade de potência é que, considerando que o meio seja completamente transparente à radiação eletromagnética, a densidade de potência emitida pelo corpo é igual à densidade de potência recebida por qualquer ponto afastado.

Para fins de ilustração, considere um LED de 100 W e área de 1 cm<sup>2</sup> iluminando um corpo de 1 cm<sup>2</sup> de área que está distante 100 cm dele. Qual a potência de luz recebida pelo

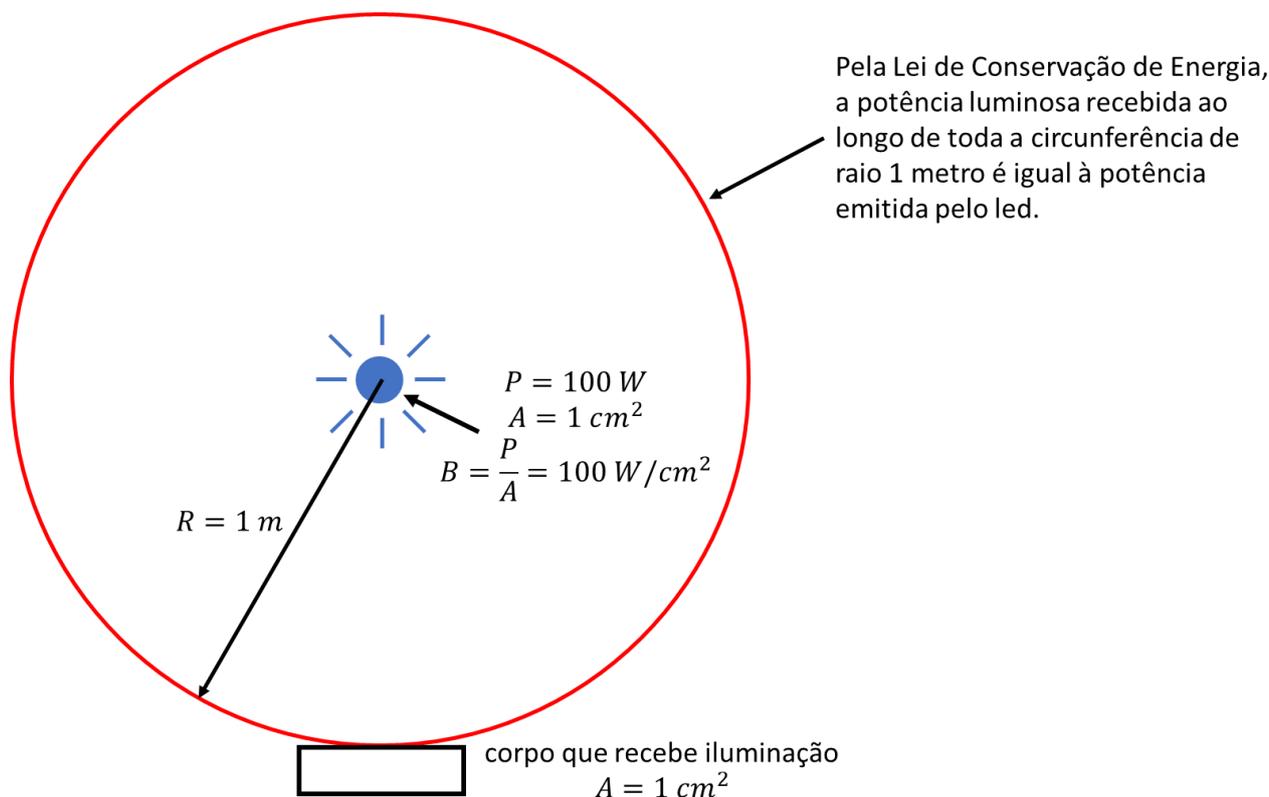


Figura 25: Esquema da Emissão de Energia Luminosa por um Led Azul

Devido à Lei de Conservação de Energia, a potência luminosa recebida ao longo de toda a circunferência de raio 100 cm é igual à potência emitida pelo LED, ou seja, 100 Watts.

$$B = \frac{P}{A} = \frac{100}{\pi \cdot (100)^2} \cong 3,18 \cdot 10^{-5} \text{ W} \cdot \text{cm}^{-2}$$

Portanto, a potência que incide no corpo que recebe a iluminação é dada por:

$$P = BA = 3,18 \cdot 10^{-5} \cdot 1 = 3,18 \cdot 10^{-5} \text{ W}$$

Portanto, a queda de potência entre a fonte emissora e o corpo que recebe a radiação é bastante considerável.

É importante que **T** seja a temperatura da superfície do corpo negro, tendo em vista que frequentemente esse tipo de corpo não está em equilíbrio térmico, por causa de transformações físicas e químicas que acontecem em seu interior e liberam muita energia.



A constante  $\sigma$  é denominada *Constante de Stefan-Boltzmann* e pode ser obtida em função de outras constantes.

$$\sigma = \frac{2\pi^5 k_B^4}{15c^2 h^3} = 5,67 \cdot 10^{-8} \text{ W} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{K}^{-4}$$

Na expressão acima,  $c$  é a velocidade da luz no vácuo,  $h$  é a Constante de Planck e  $k_B$  é a Constante de Boltzmann. Considero desnecessário para a prova de Química conhecer essa relação. Se necessário, lhe será fornecido o valor da própria Constante de Boltzmann.

Na verdade, nas provas de Química, é muito mais provável que você seja simplesmente cobrado sobre o gráfico da densidade de potência por temperatura de um corpo negro. Esse gráfico é rapidamente crescente. Vejamos o desenho do gráfico entre as temperaturas de 1 a 3 K.

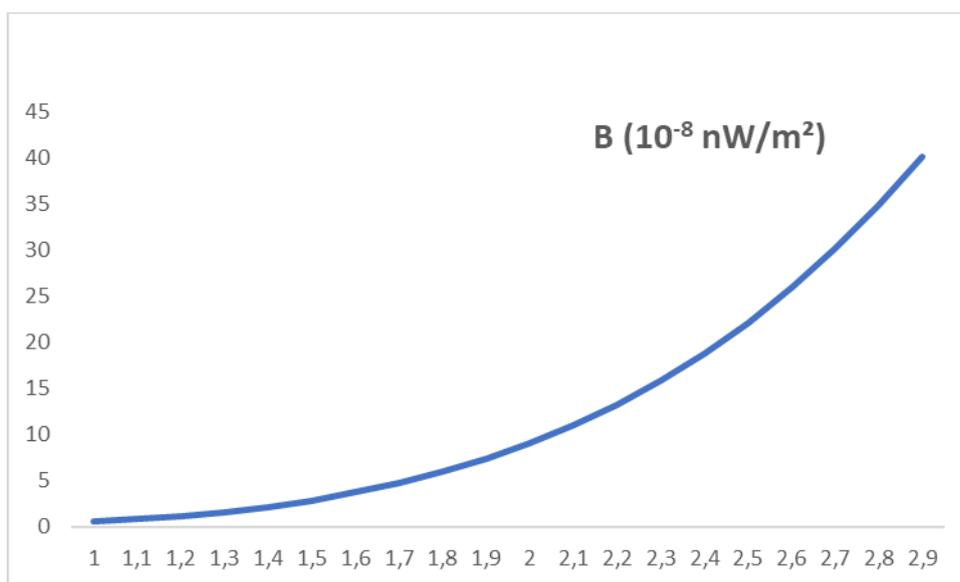


Figura 26: Densidade de Potência Emitida por um Corpo Negro

CURIOSIDADE



Com a Equação de Stefan-Boltzmann, é possível determinar a temperatura absoluta da superfície de estrelas. O físico Joseph Stefan foi o primeiro a determinar a temperatura da superfície do Sol.

A partir de dados obtidos por Jacques-Louis Soret (1827 – 1890), Stefan determinou que a densidade de potência emitida pelo Sol seria 29 vezes maior que a densidade emitida por uma pequena amostra de metal.

Soret havia estimado que a temperatura da lamela de metal seria de aproximadamente 1950 °C (ou 2223 K). Stefan assumiu que 1/3 do fluxo de energia do Sol seria absorvido pela atmosfera da Terra.

$$E_{sol} = E_{atmosfera} + E_{ambiente}$$

$$E_{sol} = \frac{1}{3} E_{sol} + 29 \cdot E_{metal}$$



Figura 27: Joseph Stefan (1835 – 1893) estabeleceu que a radiação do corpo negro é proporcional à quarta potência de sua temperatura



$$\frac{2}{3} E_{sol} = 29 \cdot E_{metal}$$

Portanto, chegamos a uma relação entre a densidade de potência emitida pelo Sol e a densidade de potência recebida pelo metal.

$$\therefore E_{sol} = 29 \cdot \frac{3}{2} \cdot E_{metal} = 43,5 \cdot E_{metal}$$

Agora, utilizando a Lei de Stefan, segue que:

$$B_{metal} = \sigma T_{metal}^4$$

$$B_{sol} = \sigma T_{sol}^4$$

Tomando a razão entre as densidades de potência emitidas, temos:

$$\frac{B_{sol}}{B_{metal}} = \left( \frac{T_{sol}}{T_{metal}} \right)^4$$

$$29 \cdot \frac{3}{2} = \left( \frac{T_{sol}}{2223} \right)^4$$

$$43,5 = \left( \frac{T_{sol}}{2223} \right)^4$$

Extraindo a raiz quarta, temos:

$$\therefore \frac{T_{sol}}{2223} = \sqrt[4]{43,5} \cong 2,568$$

Logo, a temperatura da superfície do sol estimada para o sol é:

$$T_{sol} = 2223 \cdot 2,568 = 5709 \text{ K}$$

Considerando que a estimativa atual para a temperatura da superfície do Sol é de 5778 K, o valor obtido por Stefan é muito razoável.

Ambas as faixas de temperatura são coerentes com a cor branca que é emitida pela estrela.



O projeto de sistemas de iluminação também deve levar em consideração o princípio de funcionamento do corpo negro. Tomemos o caso de um aquário marinho, que é um dos sistemas mais exigentes em iluminação que existem na atualidade.

O primeiro ponto que se deve levar em consideração é a temperatura de funcionamento da luminária.

Uma luminária muito usada mede 6 cm de raio e tem a potência igual a 55 W. Podemos calcular a temperatura da superfície dos leds quando ela é utilizada na potência máxima.

$$B = \frac{P}{A} = \frac{55}{\pi(6 \cdot 10^{-2})^2} = \frac{55}{\pi \cdot 36 \cdot 10^{-4}} \cong 0,487 \cdot 10^4 \text{ W/m}^2$$

Se a luminária pudesse ser considerada um corpo negro ideal, teríamos que a sua temperatura absoluta dada pela Equação de Stefan-Boltzmann.



$$B = \sigma T^4 \therefore T^4 = \frac{B}{\sigma} = \frac{0,487 \cdot 10^4}{5,67 \cdot 10^{-8}} = 0,085 \cdot 10^{12}$$

Extraindo-se a raiz quarta.

$$T = \sqrt[4]{0,085 \cdot 10^{12}} = 0,54 \cdot 10^3 = 540 \text{ K}$$

Portanto, a temperatura na superfície do led seria de aproximadamente 267 °C. Como o led aquece bastante, a refrigeração da luminária é um ponto crucial. Em geral, ela precisa operar a temperaturas abaixo de 50 °C.

Outro ponto importante é que, como visto na Figura 25, uma fonte luminosa é, de maneira geral, isotrópica. Portanto, a luz é irradiada para todas as direções. Para não se perder uma quantidade significativa de potência, é comum se utilizar como **refletor** o alumínio, que é um dos materiais de melhor índice de refletividade para a luz azul.

A água deve ser mantida o mais transparente possível, para evitar que ela funcione como um filtro para a luz.

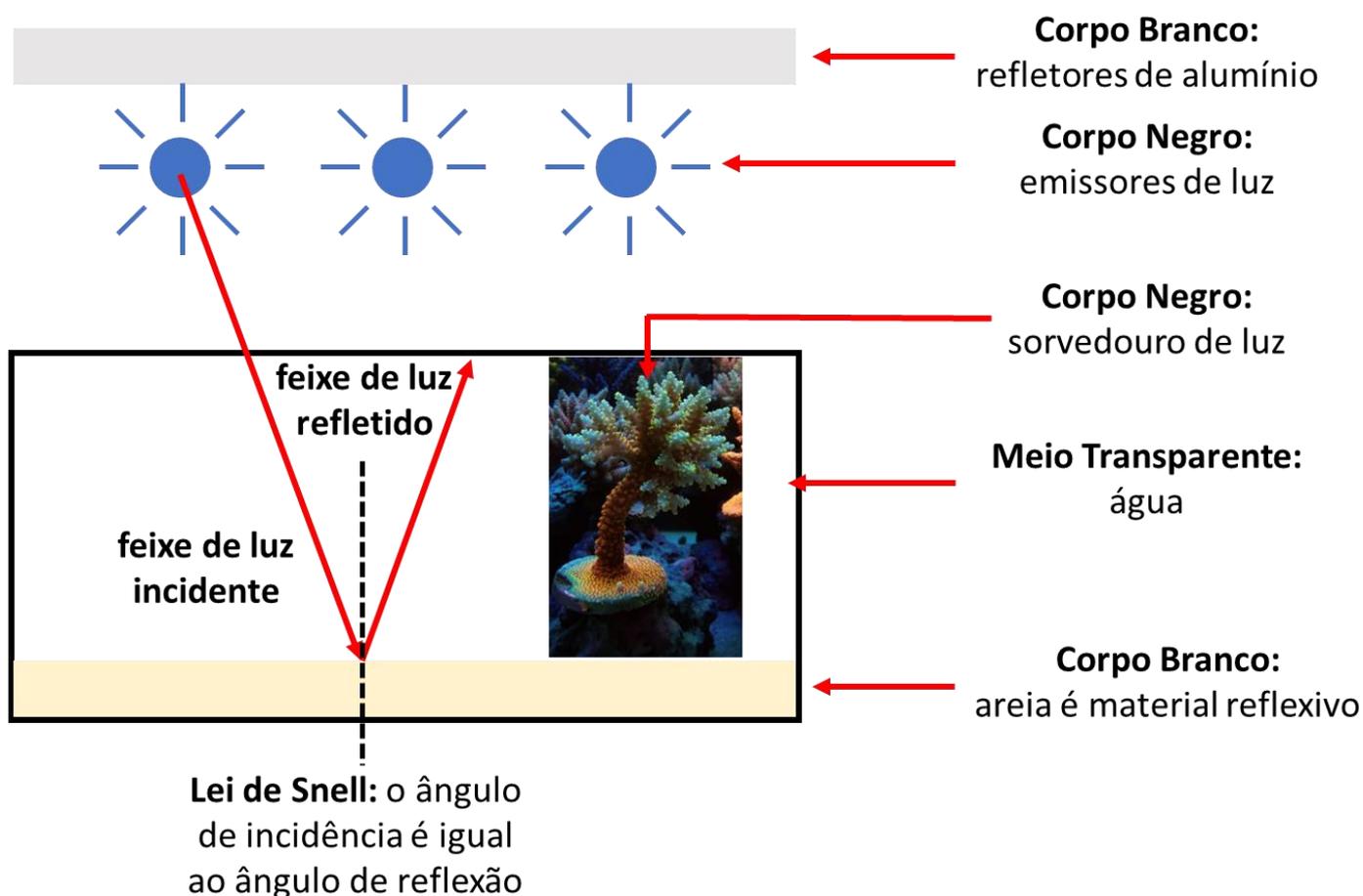


Figura 28: Sistema de Iluminação em um aquário marinho

*O belo coral mostrado na imagem é uma Acropora C.J. Pinky, cultivada pelo meu amigo, Rodrigo Kazuo (@sorocabareef), que gentilmente me cedeu a foto.*

Outro aspecto interessante é que a areia do fundo do aquário funciona como um corpo branco, no sentido de que reflete muito bem a luz, devolvendo-a para os animais.



## 2.4.2. Espectro do Corpo Negro

A Lei de Rayleigh-Jeans, proposta no início do Século XX, foi a primeira lei que tinha por objetivo descrever a distribuição espectral da radiação eletromagnética emitida por um corpo negro.

Os físicos Rayleigh e Jeans estudaram o **espectro** do corpo negro. Devemos nos lembrar que, para o estudo das linhas espectrais, devemos observar a densidade de energia emitida para cada comprimento de onda.

Ao fazer o cálculo de densidade de potência – ou seja, a potência por unidade de área – emitida por um corpo negro para cada faixa de comprimento de onda, Rayleigh e Jeans descobriram que, para elevados comprimentos de onda, a densidade de potência **B** emitida pelo corpo depende apenas da sua temperatura absoluta e do comprimento de onda da radiação.

$$B_{\lambda}(T) = k_B \cdot \frac{2c}{\lambda^4} \cdot T$$

A constante de proporcionalidade  $k_B$  é a **Constante de Boltzmann**.

A expressão de Rayleigh-Jeans, embora tenha a sua importância histórica, por ter sido o primeiro estudo sobre espectro do Corpo Negro, levava à **catástrofe ultra-violeta**.

Perceba que a intensidade de radiação emitida, de acordo com a Equação de Rayleigh-Jeans, cresce rapidamente à medida que se aproxima do ultra-violeta. Lembrando-nos que as menores radiações são justamente as mais perigosas, se o corpo negro realmente seguisse a Lei de Boltzmann, isso seria péssimo para o seu uso. Já pensou se a lâmpada LED que ilumina a sua sala emitisse altíssimas densidades de radiação ultra-violeta?

O enigma foi resolvido por Max Planck, que postulou:

A energia só pode ser emitida em pacotes discretos de energia, denominados **quanta**. A energia do quantum é proporcional à sua frequência do fóton.

Com base nesse princípio, Planck mostrou que a distribuição de densidade de energia do corpo negro segue a expressão:

$$B(\lambda, T) = \frac{2hc^2}{\lambda^5} \cdot \frac{1}{\exp\left(\frac{hc}{\lambda k_B T}\right) - 1}$$

Podemos traçar os gráficos correspondentes à Equação do Corpo Negro de Planck a várias temperaturas. Observe, ainda, que, na Figura 29, a Equação de Rayleigh-Jeans destoa bastante da Equação de Planck para pequenos comprimentos de onda, incluindo a faixa de **luz visível**.

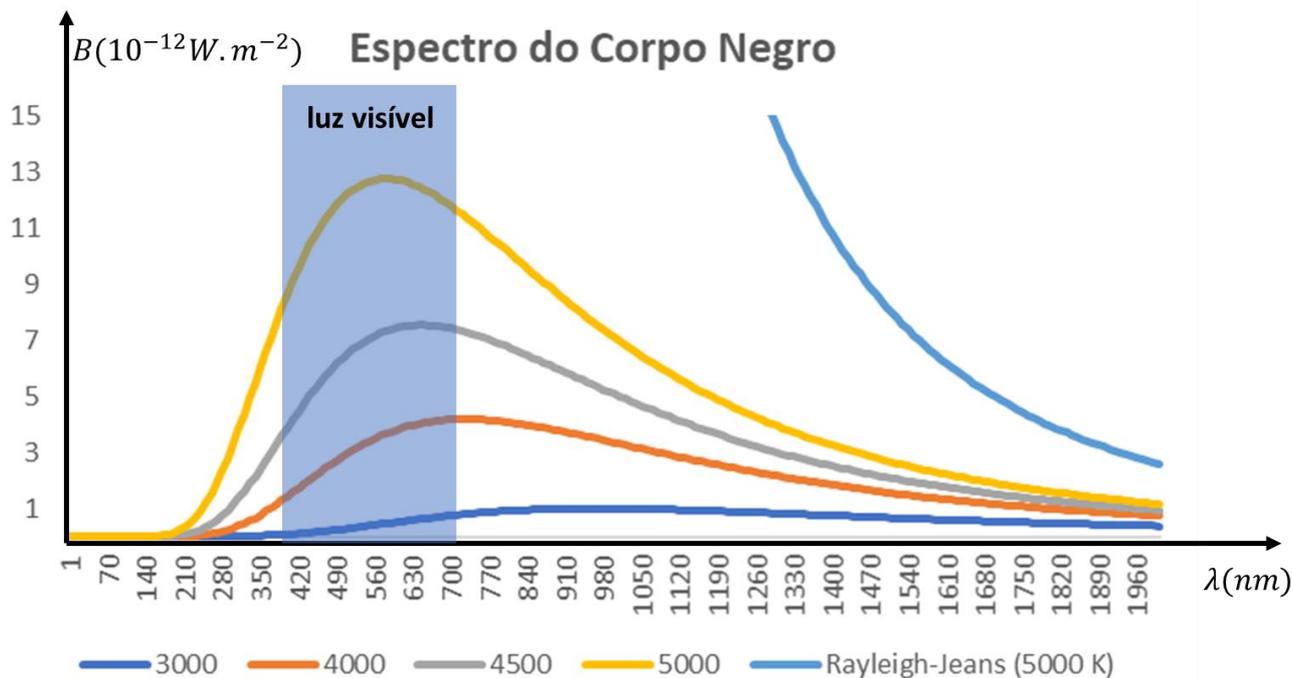


Figura 29: Espectro do Corpo Negro



Para elevados comprimentos de onda, a Equação de Planck se torna aproximadamente igual à Equação de Rayleigh-Jeans. Para mostrar isso, devemos considerar a aproximação:

$$e^x = 1 + x + \frac{x^2}{2!} + \frac{x^3}{3!} + \dots$$

Para  $x \ll 1$ , temos que os termos  $x^2$ ,  $x^3$  em diante são desprezíveis. Logo, podemos escrever:

$$e^x \cong 1 + x, \text{ para } x \ll 1$$

Com isso, voltemos à Equação de Planck para o espectro do corpo negro.

$$B(\lambda, T) = \frac{2hc^2}{\lambda^5} \cdot \frac{1}{\exp\left(\frac{hc}{\lambda k_B T}\right) - 1}$$

Se o comprimento de onda for muito elevado, temos que o termo dentro da exponencial será muito pequeno.

$$\exp\left(\frac{hc}{\lambda k_B T}\right) - 1 \cong \frac{hc}{\lambda k_B T}$$

Substituindo a aproximação calculada na expressão da densidade de potência de Planck, temos:



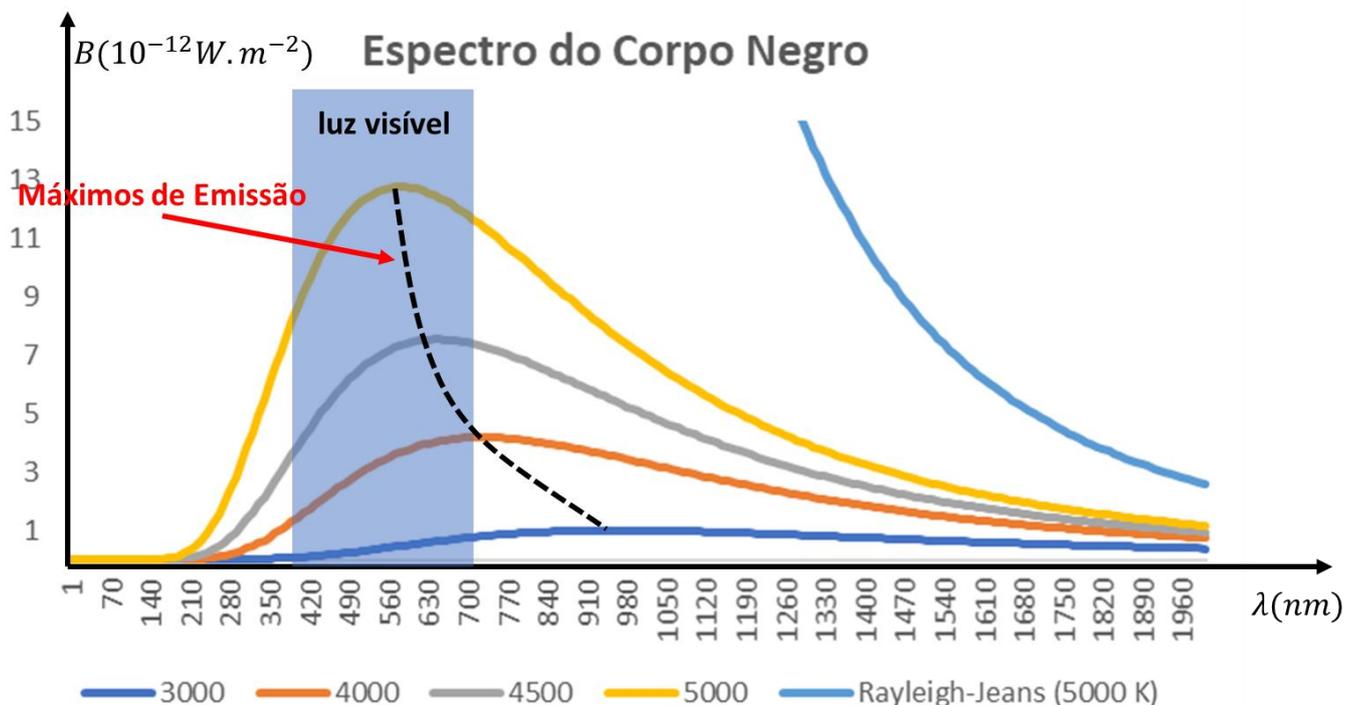
$$B(\lambda, T) = \frac{2hc^2}{\lambda^5} \cdot \frac{1}{\exp\left(\frac{hc}{\lambda k_B T}\right) - 1} \cong \frac{2hc^2}{\lambda^5} \cdot \frac{\lambda k_B T}{hc} = \frac{2hc}{\lambda^4} \cdot T$$

Portanto, a Equação de Rayleigh-Jeans se aproxima do comportamento previsto por Planck para elevados comprimentos de onda.

Para a Química, em especial, nesse capítulo, em que tratamos a luz visível, os elevados comprimentos de onda não são muito interessantes.

### 2.4.3. Lei de Deslocamento de Wien

A Lei de Deslocamento de Wien estuda os comprimentos de onda, para os quais se registra o máximo de emissão no espectro do Corpo Negro.



É possível provar matematicamente, com o uso de Cálculo Diferencial Parcial, que os comprimentos de onda do máximo de temperatura acontecem em:

$$\lambda_{max} = \frac{b}{T}$$

A constante **b** é a Constante de Deslocamento de Wien. Ela pode ser calculada a partir das constantes usadas na Equação de Planck para o Corpo Negro.

$$b \cong 2898 \mu m \cdot K$$

Com base na Lei de Deslocamento de Wien e no espectro do corpo negro, podemos entender melhor alguns fatos:

- Quando fazemos uma lareira, a temperatura de 1000 a 1500 K emite radiação predominantemente no infravermelho. Considerando a temperatura de 1500 K, cerca de 98% da



radiação é emitida para faixas acima de 1000 nm, com pico em 2000 nm, o que recai no infravermelho. É por isso que a lareira é uma fonte muito boa de calor, mas tem um baixo poder de iluminação;

- As lâmpadas fluorescentes com temperatura de 5000 K possuem uma eficiência luminosa muito superior às lâmpadas incandescentes de temperatura mais baixa. Observe na Figura 29 que o pico de emissão na temperatura de 5000 K cai bem na faixa de frequência do visível;
- O ser humano emite radiação com temperatura de 300 K. O pico de emissão cai na região do infravermelho, acima de 20000 nm. Essa é a faixa de temperatura que os sensores de presença devem utilizar para detectar a entrada de uma pessoa numa sala. Convém notar que praticamente qualquer animal **homeotérmico** seria capaz de emitir radiação na mesma faixa de frequência. Portanto, é possível enganar um sensor de presença, colocando um cavalo ou outro mamífero grande.

Agora, uma dica. Se você reler o trecho sobre Temperatura de Cor depois de conhecer a Lei de Deslocamento de Wien e o espectro do Corpo Negro, certamente você terá uma outra visão sobre o assunto.



## 1. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

A espectrometria de massas é uma técnica muito utilizada na Química para a determinação de fórmulas moleculares de compostos e de composição de misturas. O princípio básico dessa técnica é aquecer a amostra a temperaturas muito elevadas, induzindo à decomposição dos compostos em seus elementos químicos. O aquecimento também fará que os elementos químicos sofram transições eletrônicas, que são acompanhadas de emissão de luz.

O resultado obtido na espectrometria é o teor em massa dos diversos elementos químicos presentes na amostra. A respeito da espectrometria de massas, é **INCORRETO** afirmar que:

- A frequência emitida nas suas transições eletrônicas é característica do elemento químico e independe do seu número de oxidação no composto em que está presente originalmente na amostra.
- Supondo que a amostra tenha iodo nas formas  $\text{CH}_3\text{I}$  e  $\text{IO}_3^-$ , o espectrômetro é capaz de determinar o teor de iodo presente em cada uma das duas formas.
- A intensidade da luz emitida pelos elementos químicos está diretamente relacionada com o seu teor em massa presente na amostra.
- O espectrômetro é capaz de determinar o teor relativo dos isótopos  $^{15}\text{O}$  e  $^{16}\text{O}$  em uma amostra contendo oxigênio.
- Duas amostras de uma mesma solução aquosa contendo bactérias vivas foram coletadas. A primeira foi submetida imediatamente ao espectrômetro. A segunda foi mantida em um sistema fechado, porém



não isolado, por tempo suficiente para que acontecessem diversas reações químicas. Quando a segunda amostra for submetida ao espectrômetro, é de se esperar exatamente o mesmo resultado.

### Comentários

Tendo em mente que a espectrometria descrita no enunciado decompõe a matéria nos seus elementos químicos, vamos analisar as afirmações.

- De fato, as linhas espectrais são características do elemento químico. Como o espectrômetro decompõe a matéria em elementos, pouco importa qual era o composto original. Assim, o iodo em  $\text{CH}_3\text{I}$  (nox -1) e em  $\text{IO}_3^-$  (nox +5) apresentará o mesmo espectro de emissão que é característico do elemento iodo (I). Afirmação correta.
- Como mostrado no item anterior, essa afirmação está errada.
- O elemento químico tem uma frequência característica de emissão. Quanto maior a sua massa presente na amostra, maior a intensidade da emissão de luz. Afirmação correta.
- A pequena diferença de massas entre os isótopos resulta em ligeiras diferenças nas linhas espectrais. Afirmação correta.
- Devido à Lei da Conservação das Massas de Lavoisier, em um sistema fechado, a composição de massa de cada elemento químico permanece invariável. Portanto, os elementos químicos presentes na amostra permanecem constantes. Afirmação correta.

### Gabarito: B

---

#### 2. (ITA – 2019 – 1ª Fase)

A espectroscopia de massa é um dos métodos instrumentais utilizados para determinar a fórmula molecular de um composto. Essa mesma técnica é utilizada para determinar as massas dos isótopos e suas abundâncias percentuais. Sabe-se que o átomo de bromo tem dois isótopos estáveis com massas atômicas iguais a 79 e 81 u.m.a., e abundâncias iguais a 50,7 e 49,3%, respectivamente. O espectro de massas (abundância em função da relação carga/massa) do  $\text{Br}_2$  tem seus três picos mais intensos atribuídos aos diferentes arranjos isotópicos do  $\text{Br}_2$ . Baseado nessas informações, a razão entre as intensidades relativas dos picos dos isótopos do  $\text{Br}_2$ , em ordem crescente de massa atômica, é aproximadamente:

- 1:1:1
- 1:1:2
- 1:2:1
- 1:2:2
- 1:2:3



## Comentários

Existem três possíveis moléculas de Br<sub>2</sub> com massas moleculares diferentes.



Os picos no espectômetro são proporcionais à probabilidade de se encontrar essas três diferentes moléculas numa amostra de bromo. Essas probabilidades podem ser calculadas por técnicas conhecidas da Análise Combinatória.

$$\text{Massa: } \frac{0,507}{158 \text{ g/mol}} \cdot \frac{0,507}{79} \quad p \approx 0,25$$

$$\text{Massa: } \frac{0,507}{160 \text{ g/mol}} \cdot \frac{0,493}{81} \quad p \approx 0,25$$

ou

$$\frac{0,493}{81} \cdot \frac{0,507}{79} \quad p \approx 0,25$$

$$\text{Massa: } \frac{0,493}{162 \text{ g/mol}} \cdot \frac{0,493}{81} \quad p \approx 0,25$$

Tomamos a aproximação bem grossa para 25% porque, ao observar as alternativas, encontramos somente números inteiros. Portanto, o examinador não está interessado em contas detalhadas, apenas em aproximações.

Sendo assim, temos as massas moleculares e suas respectivas probabilidades de encontrar numa amostra de bromo.

Massa	Probabilidade
158	25%
160	50%
162	25%

Para encontrar uma razão de proporcionalidade entre as porcentagens encontradas, basta dividir todas elas pela menor encontrada, que é de 25%



Massa	Probabilidade	Probabilidade dividida por 25%
158	25%	1
160	50%	2
162	25%	1

Sendo assim, as probabilidades encontradas são proporcionais a 1:2:1. Os picos encontrados no espectômetro também devem seguir essa proporção, que está prevista na letra “c”.

**Gabarito: C**

---

### 3. (ITA SP – 2015)

Cinco amostras idênticas de um mesmo metal são aquecidas a diferentes temperaturas até à incandescência. Assinale a opção que apresenta a cor da amostra submetida a uma maior temperatura.

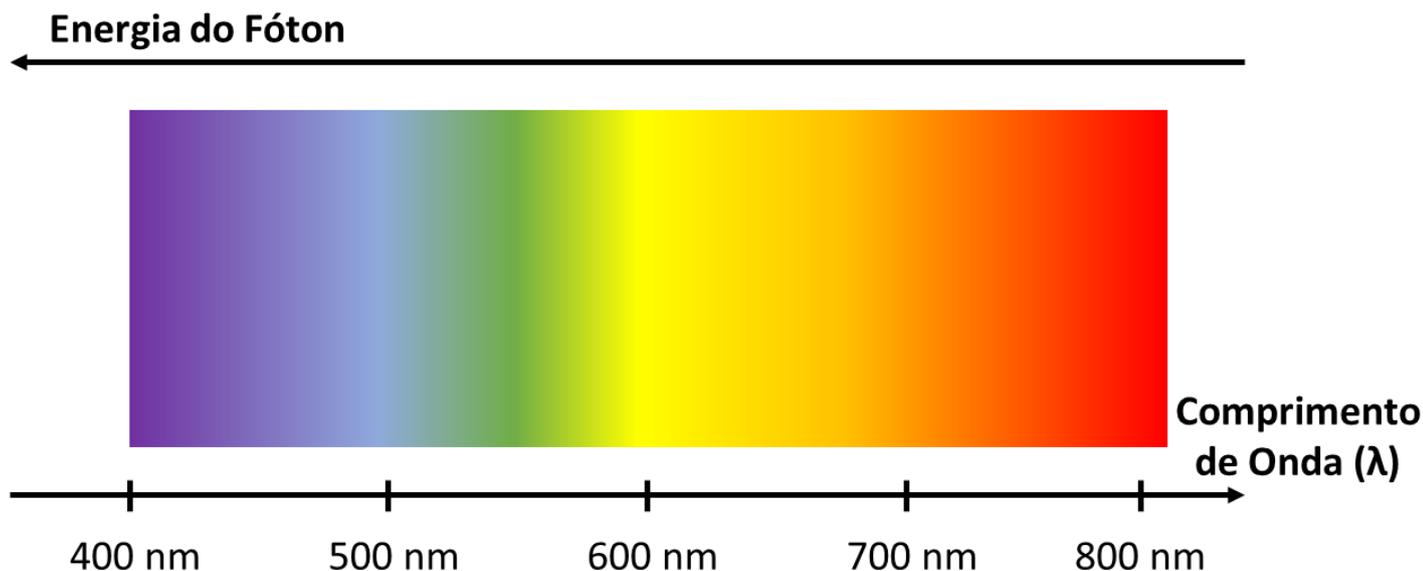
- a) Vermelho
- b) Laranja
- c) Amarelo
- d) Verde
- e) Branco

#### Comentários

A luz incandescente é aquela que emite luz quente, ou seja, a luz acompanhada de calor.

Quando o metal é aquecido, os seus elétrons são excitados atingindo níveis de energia mais altos. Quando esses elétrons retornam ao nível fundamental, eles emitem energia.

A cor da radiação pode



Como explicado pela teoria quântica, os elétrons só podem receber e emitir um fóton de cada vez. A energia do fóton é inversamente proporcional ao seu comprimento de onda.

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Quando o metal é aquecido a uma baixa temperatura (cerca de 1000K), a energia é emitida na forma de luz vermelha, que é a luz de menor frequência e, portanto, tem o fóton de menor energia.

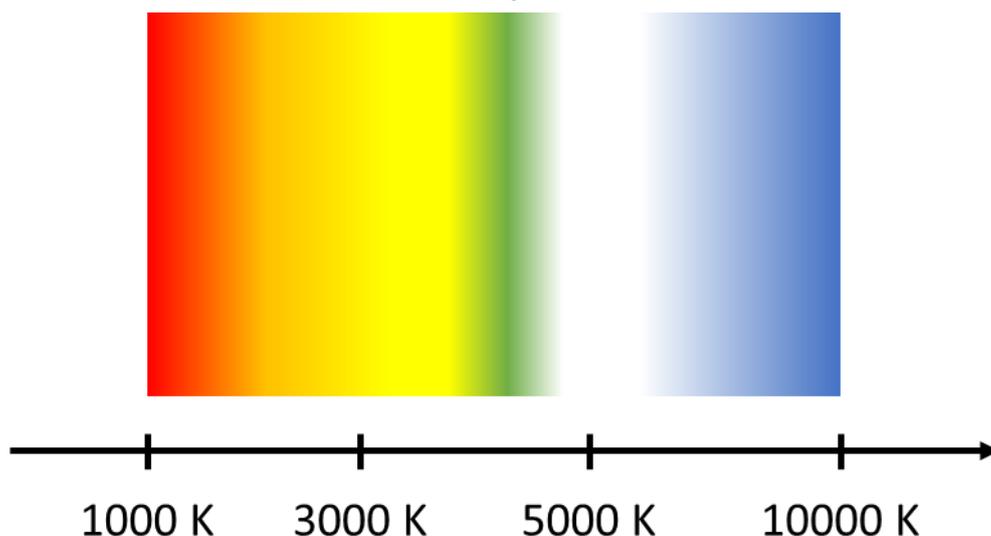
À medida que a temperatura do metal vai aumentando, ele passa a ser capaz de emitir fótons de maior frequência, de modo que a luz atinge colorações amarelas, alaranjadas. É importante esclarecer que os fótons de luz vermelha continuam sendo emitidos. O que acontece é que apenas novos fótons que, à temperatura mais baixa, não podiam ser emitidos agora podem ser emitidos.

A temperaturas um pouco mais elevadas, cerca de 2000 K, a luz passa a apresentar a cor alaranjada e depois amarela, característica da lâmpada de sódio.

Em cerca de 3000 K, a luz cor amarelada passa a apresentar uma aparência mais esbranquiçada, muitas vezes também referida como **branco quente**, que significa, mas ainda com um teor forte de amarelo. Essa temperatura de cor somente pode ser atingida pelo tungstênio.

A luz branca neutra tem uma temperatura superior (5000K). Porém, não é possível a emissão de luz incandescente dessa cor, tendo em vista que qualquer metal se vaporizaria. A emissão de luz branca neutra só ocorre, portanto, em luz fluorescente.

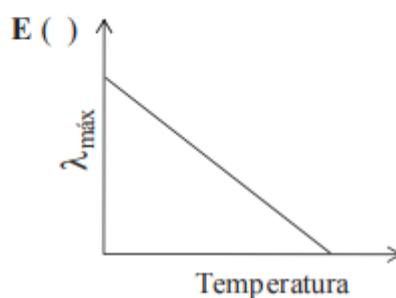
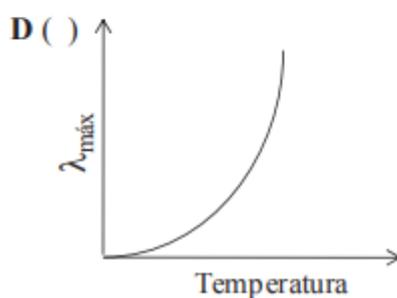
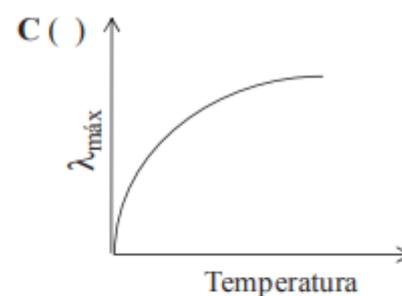
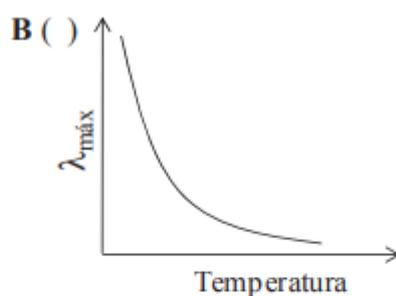
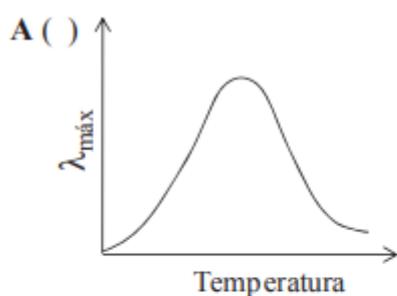
Sendo assim, a ordem crescente dos tons emitidos pelo material segue o espectro:



Gabarito: E

4. (ITA SP – 2015)

Um dado material sólido em equilíbrio térmico emite radiação semelhante a de um corpo negro. Assinale a opção que apresenta a curva que expressa a relação experimental correta entre o comprimento de onda do máximo de emissão ( $\lambda_{\text{máx}}$ ) e a temperatura desse material.



**Comentários**

A Lei de Deslocamento de Wien estabelece os comprimentos de onda para o máximo de emissão:



$$\lambda_{max} = \frac{b}{T}$$

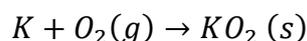
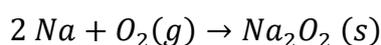
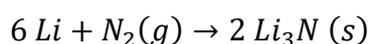
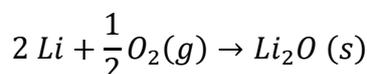
Portanto, o comprimento de onda do máximo é inversamente proporcional à temperatura. Logo, o gráfico da letra B é o gráfico que melhor expressa essa relação.

**Gabarito: B**

### 3. Metais Alcalinos

Os metais alcalinos e alcalino-terrosos (famílias I-A e II-A ou grupos 1 e 2) são as substâncias de maior caráter metálico da natureza. São bastante reativos, por isso, jamais são encontrados na forma de substâncias simples.

Quando expostos ao ar, eles reagem rapidamente com o oxigênio. Somente o lítio reage com o nitrogênio, formando o nitreto de lítio ( $Li_3N$ ).



É importante registrar a diferença entre os compostos

Todos esses elementos são metais, excelentes condutores de eletricidades, moles (exceto o lítio) e bastante reativos. Seus compostos são geralmente iônicos e incolores ou brancos.

Alguns compostos são coloridos, por causa do ânion, como:

- **Dicromato de Potássio ( $K_2Cr_2O_7$ ):** vermelho;
- **Permanganato de Potássio ( $KMnO_4$ ):** violeta intenso;
- **Cromato de Sódio ( $Na_2CrO_4$ ):** amarelo
- **Superóxidos:**  $LiO_2$  e  $NaO_2$  é amarelo;  $KO_2$  é alaranjado;

Observe que, de maneira geral, os compostos coloridos são derivados de metais de transição.

A família dos metais alcalinos é considerada a família mais homogênea, em que os elementos tenham as propriedades mais próximas.

Nessa família, é possível observar com bastante facilidade como as propriedades físicas e químicas desses elementos estão relacionadas com a sua estrutura eletrônica e seu tamanho.

Os metais alcalinos também são muito importantes para o metabolismo dos seres vivos. O íon sódio ( $Na^+$ ) é o íon mais abundante da água do mar e, conseqüentemente, em todos os seres vivos. Portanto, ele exerce um impacto significativo no equilíbrio osmótico dos seres vivos.

O sódio e o potássio são responsáveis pela transmissão dos impulsos nervosos, na famosa bomba de sódio e potássio.

De maneira geral, o potássio é um íon bem mais difícil de absorver que o sódio. Por isso, são bastante comuns deficiências desse íon, que ocasiona, entre outras, câimbras. Uma das principais fontes do íon é a **banana**. Por isso, comer regularmente a fruta é uma forma muito simples de suprir o potássio necessário para o seu metabolismo.



### 3.1. Lítio e Berílio

Uma regra geral que podemos aprender sobre as famílias de elementos representativos é que o primeiro elemento do grupo apresenta um comportamento destoante dos demais. É exatamente assim que se comportam o lítio e o berílio.

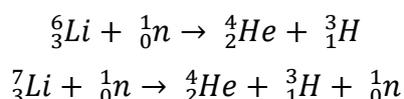
O lítio encontra bastantes aplicações medicinais, pois interfere no equilíbrio entre os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{K}^+$ , que é importante, por exemplo, na famosa bomba de sódio e potássio, que influencia a transmissão de impulsos nervosos.

O uso mais conhecido do lítio é como **antidepressivo**, na forma de carbonato de lítio ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ), que é um raros exemplos de sais insolúveis de metais alcalinos. Esse uso é relatado em várias músicas conhecidas.

Lithium	Lítio
<i>Evanescence</i>	<i>Evanescence</i>
Lithium, don't want to lock me up inside	Lítio, não quero me trancar por dentro.
Lithium, don't want to forget how it feels without	Lítio, eu não quero me esquecer de como eu me sinto sem você.
Lithium, I want to stay in love with my sorrow.	Lítio, eu quero continuar apaixonada pela minha tristeza.

Além disso, o carbonato de lítio é adicionado à bauxita para reduzir o seu ponto de fusão e também é utilizado para endurecer o vidro.

Quando bombardeado com nêutrons, ele produz trítio, que é um dos principais isótopos utilizados na fusão nuclear.



#### 2.1.1. Comportamento Anormal do Lítio

Em relação aos demais metais alcalinos, devemos notar algumas propriedades bastante especiais do lítio.

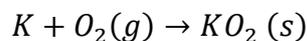
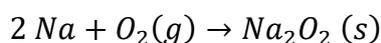
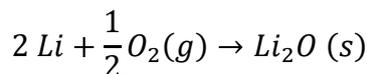
- **Eletronegatividade:**

A primeira delas é que o lítio apresenta uma eletronegatividade bastante superior aos demais metais alcalinos.

A reação do lítio com o oxigênio é menos fácil e somente produz o óxido convencional ( $\text{Li}_2\text{O}$ ). O peróxido é muito dificilmente formado; e os óxidos superiores são instáveis.



Quando aquecidos ao ar, o sódio forma principalmente o peróxido de sódio ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) e os demais metais alcalinos formam superóxidos ( $\text{KO}_2$ ,  $\text{RbO}_2$ ).



Os compostos do lítio, de maneira geral, apresentam um certo caráter covalente superior aos correspondentes compostos de outros metais alcalinos. Isso pode ser sentido diretamente no ponto de fusão dos sais de lítio, que são inferiores aos pontos de fusão dos sais de sódio.

Tabela 5: Temperaturas de Fusão de Sais de Metais Alcalinos

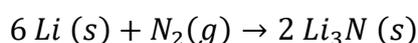
Composto	Temperatura de Fusão
Cloreto de Lítio ( $\text{LiCl}$ )	605 °C
Cloreto de Sódio ( $\text{NaCl}$ )	801 °C
Cloreto de Potássio ( $\text{KCl}$ )	770 °C
Cloreto de Rubídio ( $\text{RbCl}$ )	715 °C
Cloreto de Césio ( $\text{CsCl}$ )	645 °C

Vale lembrar que, no caso de compostos iônicos, o esperado é que, quanto menor o raio iônico do cátion, maior a energia de rede do sal. E, por isso, mais difícil será de afastar os íons, logo, maior a temperatura de fusão. É o que acontece, por exemplo, na comparação entre o ponto de fusão do cloreto de sódio e o de potássio, por exemplo.

Porém, o lítio é uma exceção a essa regra, tendo em vista que o sal apresenta certo caráter covalente. E uma característica das substâncias covalentes é apresentar pontos de fusão inferiores.

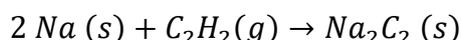
- **Caráter Metálico:**

A despeito disso, o lítio é o metal alcalino que apresenta maior caráter metálico. Por conta disso, o lítio forma **nitretos** e **carbetos**, ao contrário de todos os demais metais alcalinos.

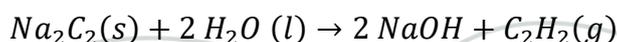


O lítio é o único metal alcalino capaz de reagir diretamente com o nitrogênio e com o carbono grafite.

Os demais metais alcalinos não reagem diretamente com o carbono grafite, porém, podem formar carbetos, quando aquecidos com etino.



A aplicação mais famosa dos carbetos é a reação com a água, que produz acetileno.





Essa reação é muito útil, pois, como o acetileno é um gás, é muito difícil transportá-lo devido ao volume que ele ocupa. Pode ser interessante transformá-lo em um sólido (os carbetos) para o transporte. Quando se precisar do acetileno, ele pode ser facilmente produzido pela hidrólise do carbeto.

- **Raio Iônico:**

Outro fato interessante é que o íon  $\text{Li}^+$  é muito pequeno em relação aos cátions dos demais metais alcalinos.

Por causa disso, as energias de rede dos compostos iônicos formados pelo lítio tendem a ser significativamente elevadas. É por isso que alguns sais do lítio são pouco solúveis em água, como o carbonato de lítio ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ) e o fosfato de lítio ( $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ).

Vale lembrar que aprendemos a regra geral de que “todos os sais de metais alcalinos são solúveis”. Porém, o lítio é uma exceção, apresentando alguns sais insolúveis.

Além disso, o hidróxido de lítio apresenta solubilidade bem menor que os demais metais alcalinos.

*Tabela 6: Solubilidades dos Hidróxidos de Metais Alcalinos*

Composto	Solubilidade (g/L)	Solubilidade (mol/L)
<b>Hidróxido de Lítio (LiOH)</b>	13,0 (25 °C)	5,4
<b>Hidróxido de Sódio (NaOH)</b>	108,3 (25 °C)	27,0
<b>Hidróxido de Potássio (KOH)</b>	112,8 (25 °C)	20,1
<b>Hidróxido de Rubídio (RbOH)</b>	197,6 (30 °C)	19,4
<b>Hidróxido de Césio (CsOH)</b>	385,6 (15 °C)	27,9

Porém, vale dizer que os sais insolúveis do lítio são uma exceção. A regra geral é que os sais de lítio sejam, inclusive, mais solúveis do que os respectivos sais de sódio e potássio.

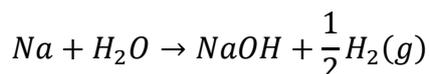
A explicação para isso é que, como o raio iônico do lítio é menor, a hidratação dos seus sais é mais intensa.

*Tabela 7: Solubilidade dos sais de lítio*

Composto	Solubilidade (g/100 mL)
<b>Cloreto de Lítio (LiCl)</b>	63,7
<b>Cloreto de Sódio (NaCl)</b>	35,6
<b>Cloreto de Potássio (KCl)</b>	33,0

## 3.2. Hidróxidos de Metais Alcalinos

Os metais alcalinos são os únicos que reagem diretamente com a água pura.



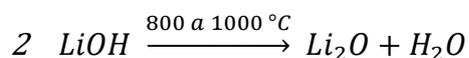
As bases dos metais alcalinos são muito fortes, sendo o hidróxido de sódio (NaOH) e o de potássio (KOH) as bases mais fortes que se conhecem na Química Inorgânica.

### 3.2.1. Estabilidade Térmica

Os hidróxidos dos metais alcalinos são termicamente estáveis. Ou seja, quando aquecidos, eles **não se decompõem**.

Essa é uma característica que os diferencia bastante de outros hidróxidos de metais.

A única exceção é o hidróxido de lítio, que se decompõe por volta de 800 a 1000 °C, liberando óxido de lítio e água.



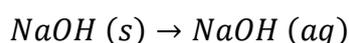
### 3.2.2. Capacidade Higroscópica

As bases de metais alcalinos são bastante higroscópicas, ou seja, absorvem água presente no ar atmosférico com facilidade.

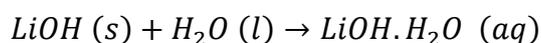
Quando uma pequena amostra de hidróxido de sódio é deixada ao ar livre, ela rapidamente absorve água, ganhando o aspecto de molhado.

A razão para isso é que as bases de metais alcalinos se dissolvem de maneira **extremamente exotérmica** em água.

Porém, a capacidade higroscópica das bases é explicada pelo processo físico da dissolução.



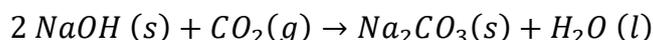
Dentre as bases de metais alcalinos, o hidróxido de lítio se destaca, pois é o único que realmente absorve as moléculas de água, formando uma base hidratada.



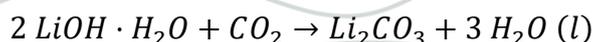
A razão para isso é que a hidratação do lítio é bem mais intensa que a hidratação dos demais metais alcalinos, devido ao fato de que o raio iônico do lítio é muito pequeno.

### 3.2.3. Absorção de CO e CO<sub>2</sub>

As bases dos metais alcalinos são muito úteis para absorver CO<sub>2</sub>. Elas são capazes de reagir com o material, até mesmo nas baixas concentrações presentes no ar comum.

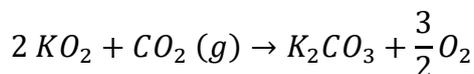
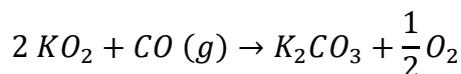


O hidróxido de lítio se destaca na capacidade de absorção do dióxido de carbono. E, por isso, é mais utilizado em sistemas de purificação de ar.

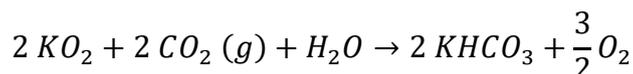




Em recintos confinados, como o ar de submarinos e cápsulas espaciais, os óxidos superiores são muito úteis, pois podem absorver também o CO ou, ainda, converter o CO<sub>2</sub> em O<sub>2</sub>, facilitando a respiração. O óxido mais utilizado para esses fim é o superóxido de potássio.



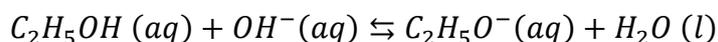
Na presença de água, a estequiometria da reação é mais favorável, formando bicarbonato de potássio.



Observe como a água é útil nessa segunda reação. Na ausência de água, o superóxido de potássio absorve o CO<sub>2</sub> na proporção 2:1. Na presença de água, a proporção passa a ser 1:1. Trata-se, portanto, de muita economia desse reagente, que não é dos mais baratos.

### 3.2.4. Potassa Alcóolica

O hidróxido de potássio se assemelha muito ao hidróxido de sódio em todas as suas reações. Porém, por ser mais caro, é menos utilizado. Uma das aplicações mais importantes do KOH é a potassa alcóolica. O KOH é muito mais solúvel em etanol do que o NaOH, possibilitando a formação de íons etóxido (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>O<sup>-</sup>).



O íon etóxido é uma importante base da Química Orgânica, que serve como nucleófilo para as reações de substituição nucleofílica e eliminação.

## 4. Metais Alcalino-Terrosos

Os metais alcalino-terrosos fazem parte essencial do metabolismo dos seres vivos. O cálcio é constituinte dos nossos ossos; o magnésio é uma coenzima importante para muitos processos bioquímicos.

### 4.1. Berílio

O berílio é um material bastante raros na superfície da Terra. Encontra-se numa concentração de apenas 2 ppm e, em grande prate, é de difícil extração.

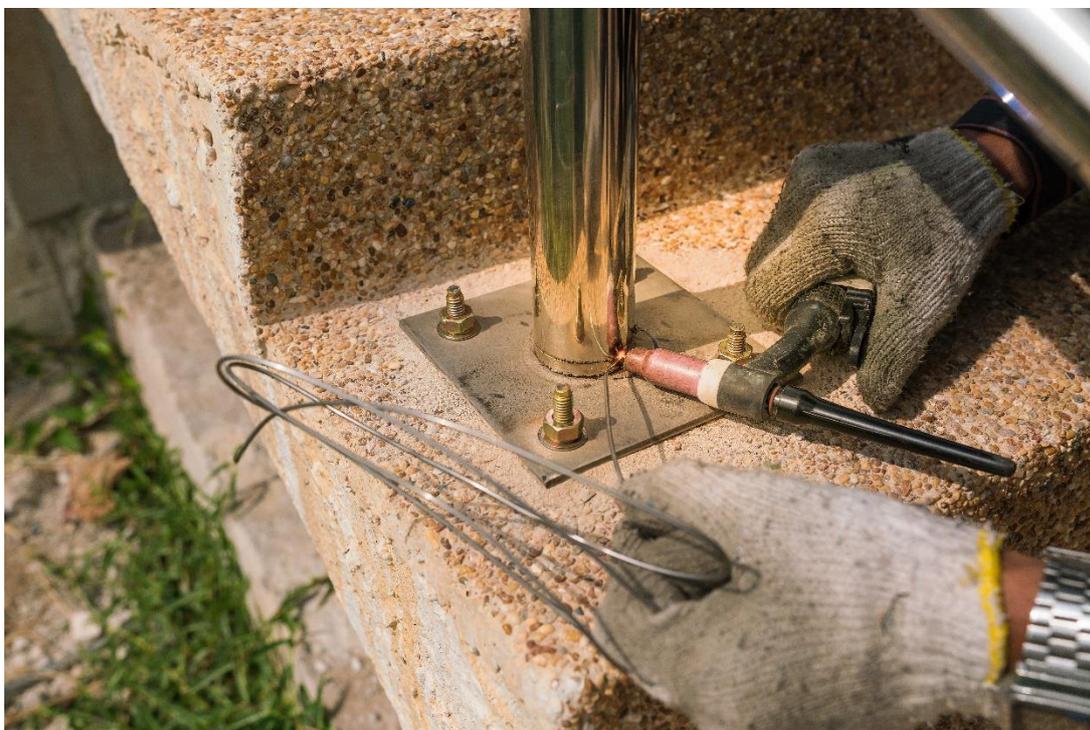
O berilo Be<sub>3</sub>Al<sub>2</sub>(SiO<sub>3</sub>)<sub>6</sub> é um dos minerais mais abundantes do metal. Ele é o principal componente da esmeralda. Porém, a cor verde característica da pedra preciosa é causada por impurezas de cromo.



*Figura 30: A esmeralda é composta basicamente de berílio, mas tem uma coloração extrínseca, que se deve a impurezas de cromo*

Uma de suas aplicações mais conhecidas é a liga **cobre-berílio**. Quando adicionado ao cobre, o berílio aumenta a sua resistência. A liga apresenta elevada condutividade elétrica e térmica, mas também é **anti-faísca** e diamagnético.

Essa liga é utilizada, por exemplo, na construção de ferramentas anti-faíscas, que são extremamente úteis para aplicações em que uma faísca poderia causar explosões. É o caso de minas subterrâneas, poços de petróleo.



*Figura 31 : Exemplo de uso de uma ferramenta anti-faísca de cobre-berílio para a soldagem de tubos de aço inoxidável*

A liga é também utilizada em diversos equipamentos eletrônicos, em especial, quando se requer elevada condutividade, no caso de linhas de transmissão para os dispositivos usados em telecomunicações, ou quando se precisa de um material não faísca e não magnético, que é o caso de chips muito pequenos.



### 4.2.1. Comportamento Anormal do Berílio

Como é tendência entre as famílias de elementos representativos, o berílio, que é o primeiro elemento da família II-A ou grupo 2, apresenta um comportamento diferente dos demais elementos do grupo.

- **Eletronegatividade:**

O berílio apresenta eletronegatividade muito elevada em relação aos demais metais alcalinos. Por conta disso, ele forma poucos compostos tipicamente iônicos.

H 1331									He 2372
Li 520	Be 899		B 801	C 1086	N 1403	O 1410	F 1681	Ne 2080	
Na 496	Mg 737		Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1255	Ar 1512	
K 419	Ca 590		Ga 579	Ge 760	As 947	Se 941	Br 1142	Kr 1351	
Rb 403	Sr 549		In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1191	Xe 1170	
Cs 376	Ba 503		Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At 912	Rn 1037	

Figura 32: Primeiras Energias de Ionização dos Elementos Representativos (em  $\text{kJ mol}^{-1}$ ) – fonte [1]

Por conta disso, o berílio raramente forma compostos tipicamente iônicos. Em vez disso, seus compostos são bons exemplos de compostos intermediários entre iônico e covalente. Um de seus compostos mais interessantes é o fluoreto de berílio.

É interessante observar que a configuração do berílio no estado fundamental ( $\text{Be: } [\text{He}]2s^2$ ) não preconiza a formação de nenhum tipo de ligação covalente, porque os dois elétrons estão emparelhados no orbital **2s**.



Porém, considerando o primeiro estado excitado do elemento, em que um dos elétrons do orbital **2s** passa para um orbital **2p** vazio, chega-se ao átomo com dois elétrons desemparelhados.

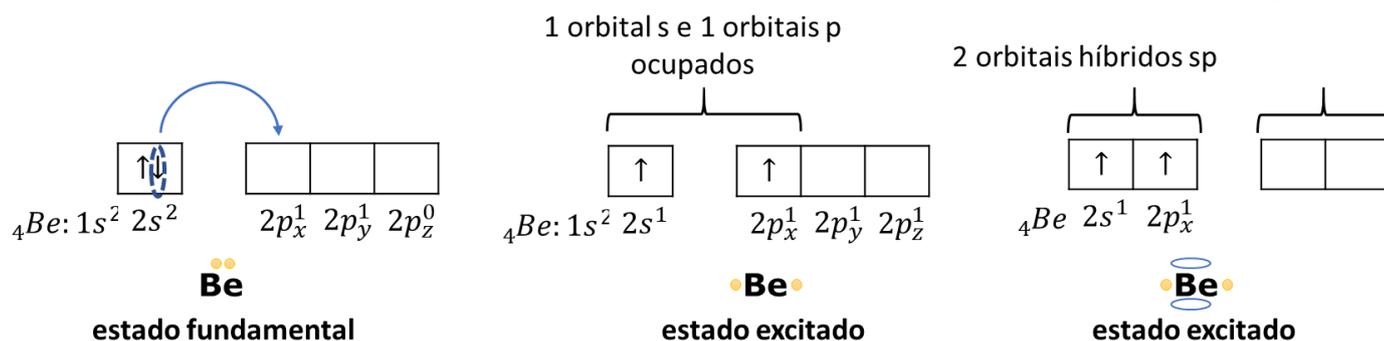


Figura 33: Hibridização sp do Berílio (Be)

No caso do berílio, são hibridizados 1 orbital **s** e 1 orbital **p**, por isso, a sua hibridização é denominada **sp**.

Graças a essa configuração eletrônica no estado excitado, o átomo de berílio é capaz de formar duas ligações covalentes. Por isso, forma uma série de compostos, como  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{BeCl}_2$  e  $\text{BeF}_2$ . Nesses compostos, é interessante observar que o átomo de berílio preserva dois orbitais **2p** vazios.



O interessante do fato de essa molécula apresentar orbitais vazios no átomo de berílio é que esse átomo pode receber ligações dativas de outras moléculas, formando uma interessante rede, composta por ligações coordenadas (ou dativas).

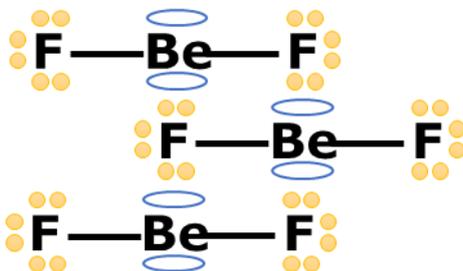


Figura 34: Moléculas de  $\text{BeF}_2$  associadas

Essas ligações são formadas, porque o berílio apresenta dois orbitais vazios que podem receber um par de elétrons pela ligação dativa proveniente do flúor. Essa possibilidade cria um arranjo em que o  $\text{BeF}_2$  não se apresenta na forma de moléculas isoladas, mas sim, de uma rede de moléculas.

Podemos fazer um interessante comparativo entre as propriedades do dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), que é uma molécula linear com aproximadamente a mesma massa molar do fluoreto de berílio, e do fluoreto de magnésio, que é um composto tipicamente iônico.

Tabela 8 : Comparação entre as Propriedades Físicas do  $\text{CO}_2$ ,  $\text{BeF}_2$  e  $\text{MgF}_2$

	Dióxido de Carbono ( $\text{CO}_2$ )	Fluoreto de Berílio ( $\text{BeF}_2$ )	Fluoreto de Magnésio ( $\text{MgF}_2$ )
<b>Caráter</b>	Molécula linear	Intermediário	Iônico



<b>Ponto de Fusão</b>	-78,5 °C (ebulição)	550 °C	2260 °C
<b>Condutividade Elétrica no estado líquido</b>	Não	Não	Sim
<b>Solubilidade em água</b>	Muito solúvel	Muito solúvel	Pouco solúvel (0,013 g/100 mL)

Os óxidos de metais alcalinos são decididamente alcalinos. Porém, o óxido de berílio apresenta caráter anfótero, podendo reagir com ácidos e bases fortes.

No caso da reação de bases, forma-se o interessante íon  $[Be(OH)_4]^{2-}$ . Esse íon é interessante, pois, nesse caso, o berílio apresenta 8 elétrons na camada de valência.

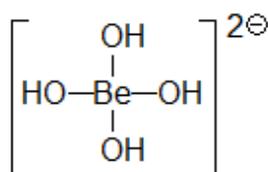
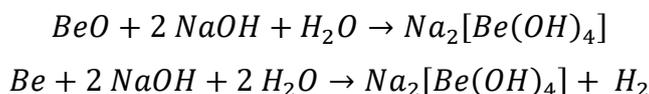


Figura 35 : Estrutura de Lewis do íon  $[Be(OH)_4]^{2-}$

Vejamos as reações do óxido de berílio e do próprio berílio metálico com o hidróxido de sódio. Vale lembrar que, na reação, com o berílio metálico, ocorre a liberação de gás hidrogênio, haja vista que, por ser um metal alcalino-terroso, o berílio é capaz de deslocar o hidrogênio.



## 4.2. Reações

De maneira geral, eles são bastante reativos. Vale notar que o cálcio, estrôncio e o bário possuem potenciais de redução semelhantes aos metais alcalinos. Portanto, esses três elementos são bem mais reativos do que o magnésio e o berílio.

Uma semelhança interessante do cálcio, estrôncio e o bário com os metais alcalinos é que suas bases são fortes e bastante solúveis em água. Ao contrário do hidróxido de magnésio, que é pouco solúvel em água.

Vejamos os potenciais de redução dos metais alcalino-terrosos na Tabela 9.

Tabela 9 : Potenciais de Redução dos Metais Alcalino-Terrosos

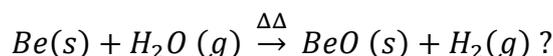
Reação	Potencial
$Be^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Be(s)$	$E^0 = -1,85 V$
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	$E^0 = -2,37 V$



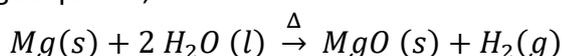
$Ca^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Ca(s)$	$E^0 = -2,87 V$
$Sr^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Sr(s)$	$E^0 = -2,89 V$
$Ba^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Ba(s)$	$E^0 = -2,91 V$

Já o berílio apresenta potencial de redução sensivelmente menor que os demais. Isso indica que o berílio é muito menos eletropositivo que os demais elementos do grupo. Por exemplo, nas reações como a água:

- Há dúvidas se o berílio reage com o vapor d'água para formar o óxido de berílio ou se não é capaz de reagir com a água, mesmo nessas condições;



- O magnésio reage com a água quente;



A reação do magnésio com a água, embora seja favorável, forma uma película de óxido de magnésio em volta do metal. Por isso, essa reação não prossegue até consumir completamente o magnésio metálico.

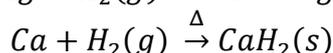
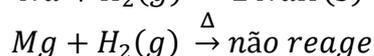
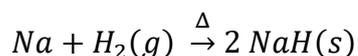
O óxido de magnésio é pouco solúvel em água, porém, pode ser solubilizado por amálgama de mercúrio. Nesse caso, se for adicionado um pouco de mercúrio à solução, ele removerá a película de óxido de magnésio, permitindo que toda a chapa metálica seja dissolvida.

- O cálcio e o estrôncio reagem com a água fria, de forma semelhante aos metais alcalinos:



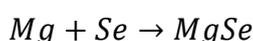
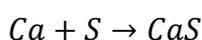
Outra diferença que já foi explorada nesse material é que o berílio é anfótero, portanto, pode reagir com ácidos e bases fortes. Já os demais metais alcalino-terrosos formam óxidos e hidróxidos de caráter básico.

O berílio e o magnésio não reagem com hidrogênio a quente. Por outro lado, o cálcio, o estrôncio e o bário reagem a altas temperaturas, formando hidretos iônicos, de forma semelhante aos metais alcalinos.

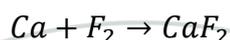


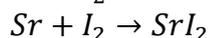
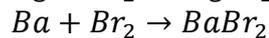
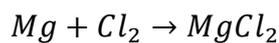
Agora que falamos das diferenças de comportamento entre alguns metais alcalino-terrosos, vamos falar das reações em que eles se comportam de maneira praticamente igual.

- Reações com Enxofre:** formam sulfetos, selenetos e teluretos

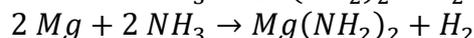
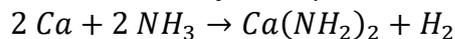


- Reações com Halogênios:** formam haletos





- **Reações com Amônia:** formam amidetos, ou seja, compostos iônicos com o íon  $NH_2^-$



### 4.2.1. Carbonatos e Sulfatos

Primeiramente, devemos nos lembrar que a temperatura de fusão dos compostos iônicos depende dos raios iônicos do cátion e do ânion. Quanto menores os raios iônicos, maior será a dificuldade de afastá-los, pois as forças de atração eletrostática serão maiores. Ou, ainda, podemos dizer que a energia de rede (ou reticular) aumenta com a redução dos raios iônicos.

Como resultado, de maneira geral, as temperaturas de fusão diminuem quando se aumenta o período do elemento. Essa sequência é muito bem vista nas temperaturas de fusão de sais de metais alcalinos, como podemos observar na Tabela 11.

Tabela 10: Temperaturas de Fusão de Sais de Metais Alcalinos

Composto	Temperatura de Fusão
Cloreto de Lítio ( $LiCl$ )	605 °C
Cloreto de Sódio ( $NaCl$ )	801 °C
Cloreto de Potássio ( $KCl$ )	770 °C
Cloreto de Rubídio ( $RbCl$ )	715 °C
Cloreto de Césio ( $CsCl$ )	645 °C

A única exceção é o cloreto de lítio, que possui acentuado caráter covalente.

Os carbonatos dos metais alcalinos terrosos são iônicos, porém, o carboneto de berílio é um caso à parte.

No carbonato de berílio, o metal está na forma hidratada  $[Be(H_2O)_4]^{2+}$ . Essa hidratação aumenta bastante o raio iônico o metal. Com isso, a energia reticular do sal.

É interessante observar que a temperatura de fusão dos carbonatos de metais alcalino-terrosos é diferente da temperatura de fusão dos carbonatos de metais alcalinos.

Tabela 11 : Temperaturas de Fusão dos Carbonatos de Metais Alcalinos e Alcalino-Terrosos

Composto	Temperatura de Fusão	Composto	Temperatura de Fusão
$BeCO_3$	100 °C	$Li_2CO_3$	723 °C
$MgCO_3$	540 °C	$Na_2CO_3$	851 °C



$CaCO_3$	900 °C	$K_2CO_3$	891 °C
$SrCO_3$	1290 °C	$Rb_2CO_3$	837 °C
$BaCO_3$	1360 °C	$Cs_2CO_3$	610 °C

De maneira geral, sabemos que a temperatura de fusão de um composto iônico diminui com o aumento do raio iônico. Porém, o que vemos é que os metais alcalino-terrosos não seguem tão bem essa regra.

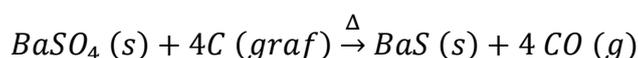
Na verdade, o que acontece é que o grau de hidratação dos cátions de metais alcalinos diminui no sentido do berílio para o bário. Quanto mais hidratados os cátions, maior será o seu raio iônico e menor a temperatura de ebulição do correspondente composto.

Outro ponto interessante sobre os carbonatos e sulfatos de metais alcalinos-terrosos é que eles se decompõem termicamente, liberando óxidos.

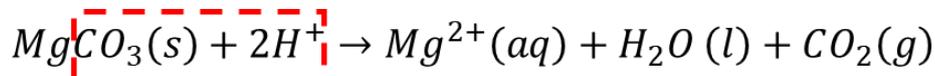
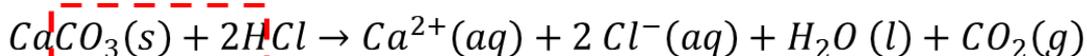


O princípio básico dessas reações é que elas acontecem com liberação de gases devido à Equação da Energia de Livre de Gibbs. O aumento de temperatura favorece o sentido de maior entropia, que é o sentido que tem o maior número de mols de gás.

Os sulfatos podem também ser reduzidos pelo carvão, produzindo sulfetos. Essa reação é bastante semelhante ao que acontece nas indústrias siderúrgicas, com liberação de monóxido de carbono.



Os carbonatos se dissolvem em meio ácido. Essa reação pode ser escrita como a reação do carbonato diretamente com um ácido, como o clorídrico (HCl), ou simplesmente como a reação com  $H^+$ .



Por causa dessa reação, a chuva ácida exerce efeitos danosos sobre as estruturas calcárias, que incluem as rochas marinhas e o esqueleto de muitos animais, como os corais.

O pH da água do mar se situa em torno de 8,0 a 8,4. Isso permite que as estruturas calcárias sobrevivam nesse ambiente.

CURIOSIDADE





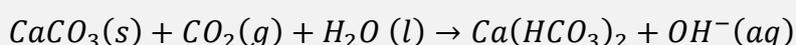
O reator de cálcio é um equipamento usado para a dosagem de bicarbonato, cálcio e magnésio em aquários marinhos.

No reator de cálcio, é colocada uma mídia, formada basicamente por rochas calcárias, que podem ser, inclusive, esqueletos de corais mortos.

O reator é conectado a um cilindro de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) por meio de uma válvula solenoide. A válvula abre e fecha permitindo a regulagem da quantidade de  $\text{CO}_2$  que entra no tubo do reator.

Quando o  $\text{CO}_2$  entra em contato com a mídia calcárea, ele permite a sua dissolução, liberando íons cálcio e magnésio na água.

Um fluxo mais lento de  $\text{CO}_2$  produzirá também bicarbonato.



É interessante observar que, na natureza, as oscilações de pH no ambiente marinho são fundamentais para repor o cálcio e o magnésio consumido pelos animais na formação do seu esqueleto calcário.

Durante o dia, é natural que o pH da água do mar oscile até 0,3 pontos permitindo a dissolução parcial de rochas calcárias. O dióxido de carbono liberado pela respiração animal também é importante para esse processo.

## 5. Grupo 3

O grupo 3 apresenta os elementos: boro, alumínio, gálio, índio e tantálio. Podem ser memorizados pela frase:

**Boa Alimentação Garante Inteligência Total.**

### 5.1. Boro

Seguindo o exemplo das famílias dos metais alcalinos e alcalino-terrosos, o primeiro elemento do grupo 3 tem propriedades sensivelmente diferentes dos demais.

O boro é um não-metal e **sempre forma ligações covalentes**.

Por ser do grupo 3, o boro apresenta 3 elétrons na camada de valência. No estado fundamental, ele apresenta apenas um elétron desemparelhado, portanto, poderíamos esperar, a princípio, que ele só formasse uma única ligação. Porém, a exemplo do carbono, o boro normalmente se apresenta em estado excitado.

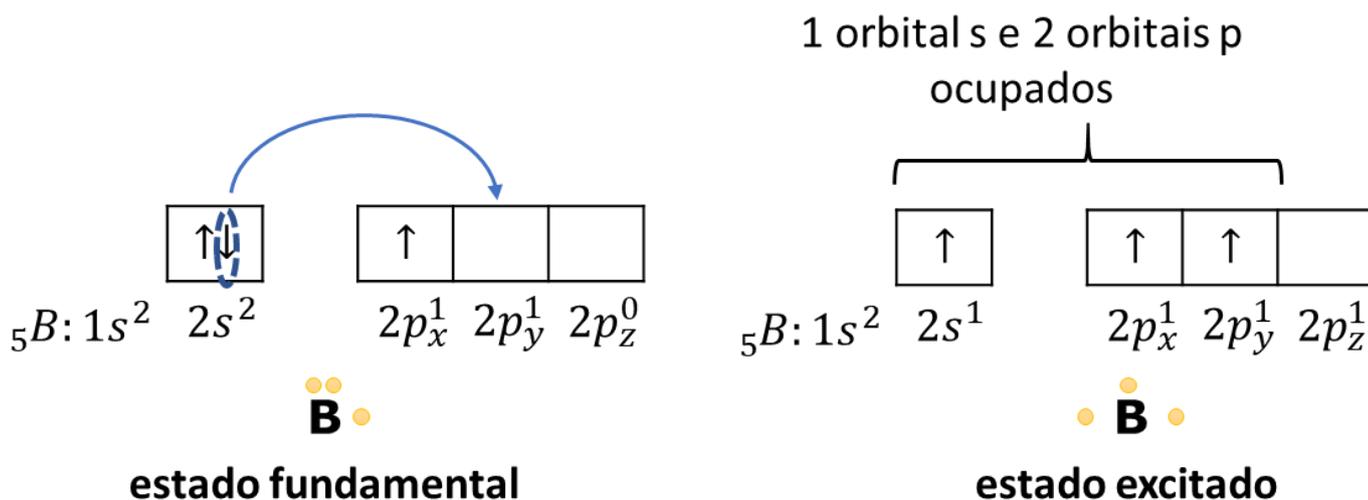


Figura 36: Estado Fundamental e Excitado do Boro

No estado excitado, o boro apresenta 3 elétrons desemparelhados e um orbital **2p** vazio. Dessa forma, o boro pode sintetizar compostos da forma  $BX_3$ . São exemplos: o borano ( $BH_3$ ) e o trifluoreto de boro ( $BF_3$ ).

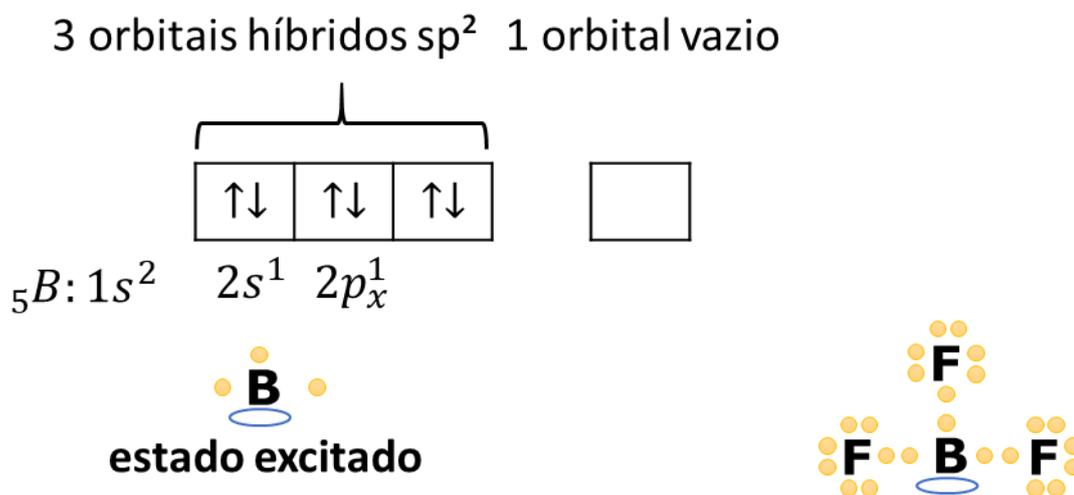


Figura 37: Configuração Eletrônica do Boro após formar três ligações

Nos compostos  $BX_3$ , portanto, o boro apresenta 6 elétrons na camada de valência. Portanto, são espécies deficientes de elétrons. Isso confere propriedades reacionais interessantes a esses compostos.

O borano ( $BH_3$ ) forma um interessante dímero ( $B_2H_6$ ), conhecido como diborano, que apresenta uma interessante **ligação de três centros**.

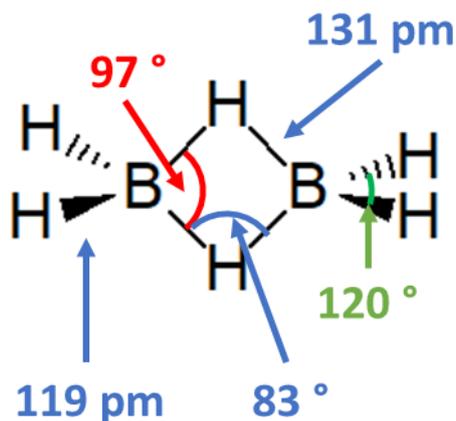


Figura 38: Ligação de Três Centros no Diborano ( $B_2H_6$ )

No diborano, existem duas pontes entre os átomos de boro intermediadas por átomos de hidrogênio. As duas ligações  $B - H - B$  são chamadas ligações de três centros, porque três átomos compartilham um único par de elétrons.

Como consequência, as distâncias entre os átomos B e H são diferentes nas quatro ligações simples  $B - H$  nas extremidades do diborano (119 pm) das ligações em ponte  $B - H - B$  no centro da molécula (131 pm).

O borano é utilizado como um agente redutor seletivo.



Vamos comentar um pouco sobre um tema interessante. Não foi cobrado em provas do ITA e IME ainda, porém, como sabemos, o IME gosta de surpreender com Reações Orgânicas de vez em quando.

O borano é um interessante agente redutor, tendo em vista que é **seletivo**. O borano reduz somente o grupo **ácido carboxílico**, não sendo capaz de reagir com outros grupos.

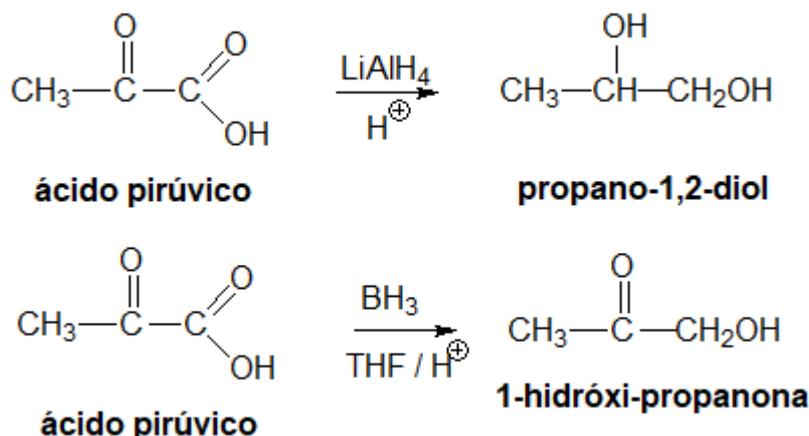
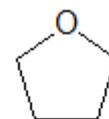


Figura 39: Reações de Hidrogenação

Uma das dificuldades para a hidrogenação com o borano é o solvente. O borano é apolar, enquanto o ácido carboxílico é geralmente bastante polar.

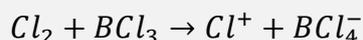
O THF (tetraidrofurano) é um interessante solvente para essa reação. Trata-se de um éter de cadeia cíclica. Como todos os éteres, ele possui uma cadeia carbônica apolar e um grupo funcional polar. Portanto, é um solvente adequado para dissolver tanto compostos polares como apolares.



tetraidrofurano

Os haletos de boro, por sua vez, são importantes catalisador na Química Orgânica. Como o boro apresenta um orbital vazio, esse composto é um **ácido de Lewis**.

Como ácido de Lewis, ele tem a facilidade de promover cisão heterolítica em moléculas, produzindo íons. É o que acontece, por exemplo, nas reações de substituição eletrofílica.



### 5.1.1. Ácidos do Boro

O boro forma o conhecido ácido bórico, que é normalmente representado como  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . No entanto, eu prefiro a forma  $\text{B}(\text{OH})_3$ . Esse ácido é trigonal plano, em que o boro apresenta deficiência de elétrons.

Em água, ele de fato, se comporta como um **ácido monoprotônico** fraco, porém, ao contrário dos outros ácidos de Arrhenius, ele não doa prótons para o solvente. Em vez disso, ele recebe íons  $\text{OH}^-$ , formando a interessante estrutura tetraédrica  $[\text{B}(\text{OH})_4]^-$ .

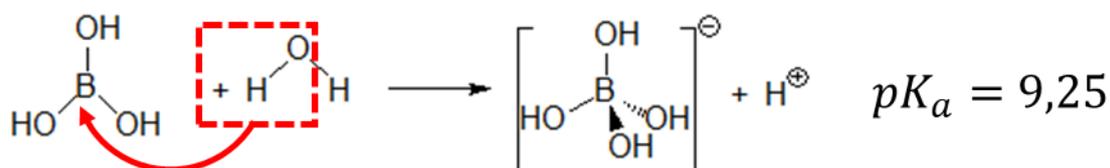
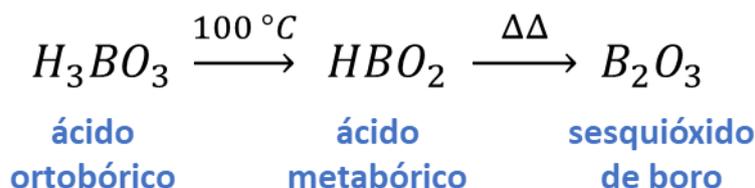


Figura 40: Ionização do Ácido Bórico em Água

O ácido bórico (ou ortobórico) pode se desidratar em dois estágios.



O ácido metabórico forma uma importante série de sais, conhecidos como **metaboratos**.

O termo “sesqui” significa “um e meio”. É uma referência à fórmula molecular dos sesquióxidos  $MO_{1,5}$  ou  $M_2O_3$ .

Os sais do ácido ortobórico são denominados de boratos. Os boratos apresentam estruturas variadas:

- **Ortoboratos ( $BO_3^{3-}$ ):** embora o ácido bórico seja monoprotico, ele forma alguns sais com o ânion  $BO_3^{3-}$ , como o  $Mg_3(BO_3)_2$  e o  $LnBO_3$ .
- **Diboratos ( $B_2O_5^{4-}$ ):** são também conhecidos como piroboratos, em referência ao ácido pirofosfórico. O ácido pirobórico não existe na prática, é apenas teórico. Ele seria formado pela perda de uma molécula de  $H_2O$  por duas moléculas de  $B(OH)_3$ .



Embora o ácido pirobórico não exista, os piroboratos existem e acontecem em compostos como o piroborato de magnésio ( $Mg_2B_2O_5$ ).

- **Triboratos ou Metaboratos ( $B_2O_6^{3-}$ ):** geralmente são representados pela fórmula mínima  $BO_2^-$ , porém, a representação mais precisa do íon é  $B_2O_6^{3-}$ . São os sais obtidos no ensaio de chama com metais de transição. Também acontecem com metais alcalinos e alcalino-terrosos.

O sesquióxido de boro é um importante agente identificador do boro e metais de transição em um sistema químico. Quando aquecido pela chama de um bico de Bunsen, juntamente com óxidos de metais e transição, ele forma metaboratos (sais do ácido metabórico) que apresentam colorações bastante



características. Por exemplo, caso o sesquióxido de boro seja aquecido com cobalto, forma-se um composto azul.

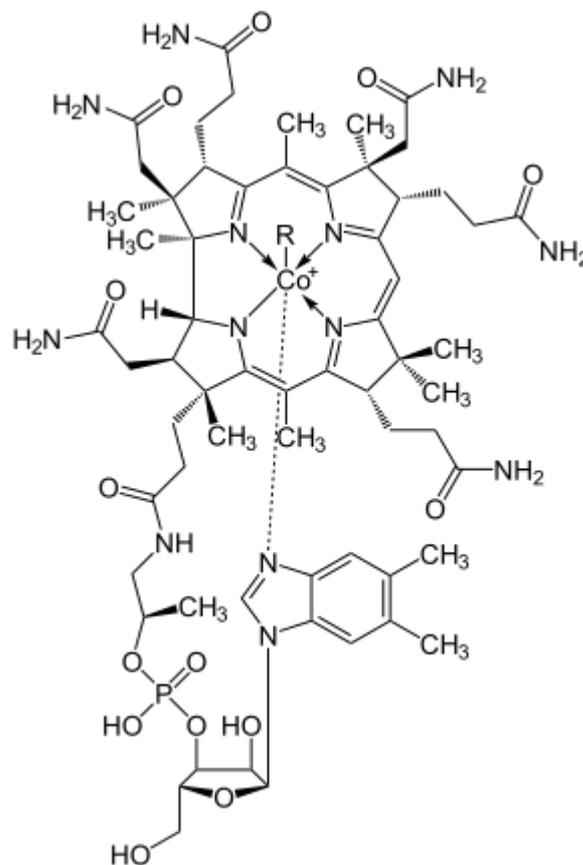
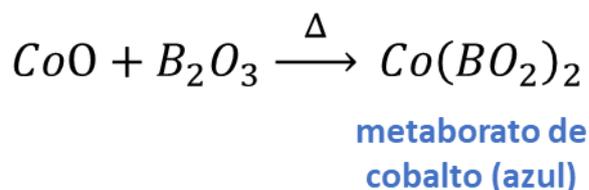
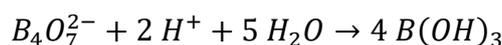
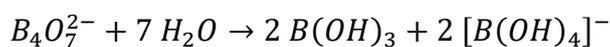


Figura 41: Vitamina B12 e a produção de metaborato de cobalto (azul)

Basta aquecer a vitamina B12 com o sesquióxido de boro (ou mesmo com o bórax) que se obterá o metaborato de cobalto, facilmente reconhecido pela cor azul característica. Esse teste simples foi a primeira prova de que a vitamina B<sub>12</sub> continha **cobalto** em sua composição.

- **Tetraboratos (B<sub>4</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>):** são os sais mais conhecidos do boro, como o bórax, que é o tetraborato de sódio (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>).

Eles podem ser hidrolisados ou reagir com ácidos para regenerar o ácido bórico.



O interessante da hidrólise do bórax é que ele forma o ácido bórico e sua base conjugada na proporção 1:1. Por isso, o sal pode ser utilizado diretamente para a formação de uma solução tampão.

O bórax é também utilizado no aquarismo. Porém, uma versão mais sofisticada seria o bórax de potássio (K<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>), que eliminaria o excesso de sódio injetado, substituindo-o pelo íon potássio, que também é bastante consumido pelos corais.

As Acroporas precisam de boro para o seu metabolismo. Visualmente, o impacto conjunto do boro e do potássio pode ser percebido, pois melhora a extensão dos pólipos vermelhos.

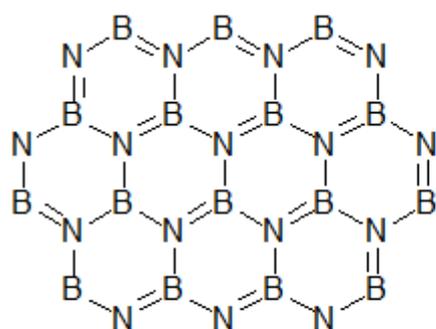


Figura 42: A Coloração Vermelha das Acroporas é melhorada pela adição de Potássio e Boro

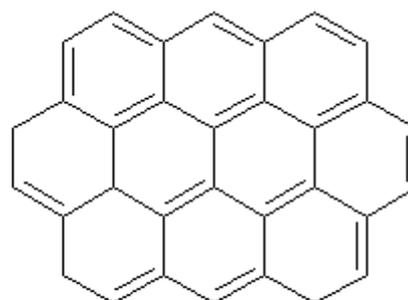
### 5.1.2. Compostos com Nitrogênio

O boro forma uma série bem interessante de compostos nitrogenados, que guardam muita semelhança com compostos formados com o carbono.

O nitreto de boro (BN) é um sólido covalente, que forma materiais tão duros quanto o diamante. É um isolante elétrico, porém, conduz calor tão bem quanto os metais. A estrutura desse composto é análoga à do grafite.



**nitreto de boro**



**grafite**

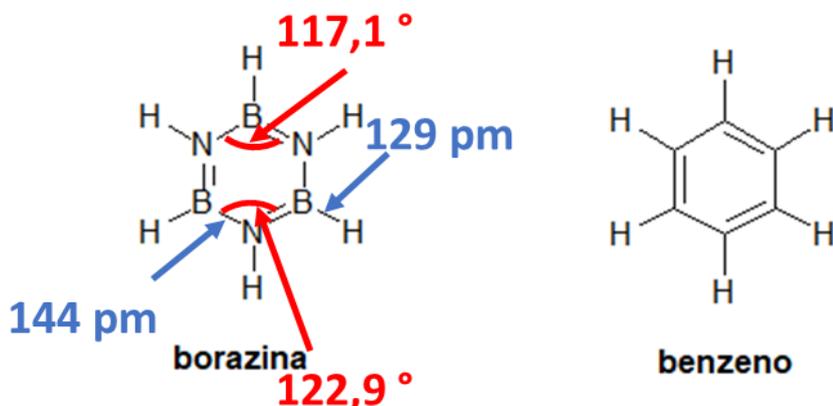
Figura 43: Estruturas do nitreto de boro e do grafite

É interessante que, nesses compostos, o boro apresenta 8 elétrons na camada de valência, pois, além das 3 ligações comuns com o nitrogênio, ele também recebe um par de elétrons por meio de uma ligação dativa.

Assim como acontece no grafite, o nitreto de boro apresenta vários planos paralelos de anéis hexagonais paralelos entre si.



Outro composto interessante do boro é a borazina, que é muitas vezes referida como *benzeno inorgânico*.



A borazina foi sintetizada pela primeira vez em 1926 pelos químicos Alfred Stock e Erich Pohland pela reação do diborano com a amônia a quente.



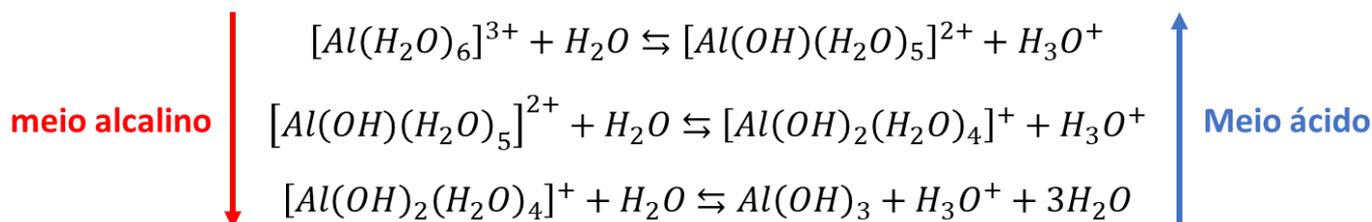
## 5.2. Alumínio

O alumínio é relativamente mole e mecanicamente pouco resistente quando puro. Porém, a sua resistência pode ser melhorada quando forma ligas com outros metais. Por exemplo, o duralumínio, que contém cerca de 4% de cobre.

Entre suas aplicações, podemos citar:

- Construção de estruturas em aviões, navios e automóveis;
- Construção de sistemas dissipadores de calor;
- Recipientes diversos, papele alumínio;
- Utensílios de cozinha e da construção civil;
- Cabos elétricos (o alumínio possui uma condutividade por grama duas vezes superior à do cobre);

O íon alumínio ( $Al^{3+}$ ) é muito importante para os seres vivos, sendo um dos fenômenos naturais mais apreciáveis desse íon o seu efeito sobre a coloração das hortênsias.



Quanto mais ácida for a solução, maior é a tendência de o íon aparecer na forma  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ . Por outro lado, em soluções básicas, o alumínio tende a se depositar na forma de hidróxido de alumínio.

Esse equilíbrio tem um efeito interessante sobre a coloração das hortênsias, que são flores muito comuns em lugares frios, como Campos do Jordão – no alto da serra paulista – e Gravatá – no interior do meu saudoso estado de Pernambuco.



Em solos ácidos, as hortênsias ficam azuis. Já em solos básicos, as hortênsias ficam rosas. Porém, é interessante observar que o pH nas flores das hortênsias rosas e azuis é o mesmo.

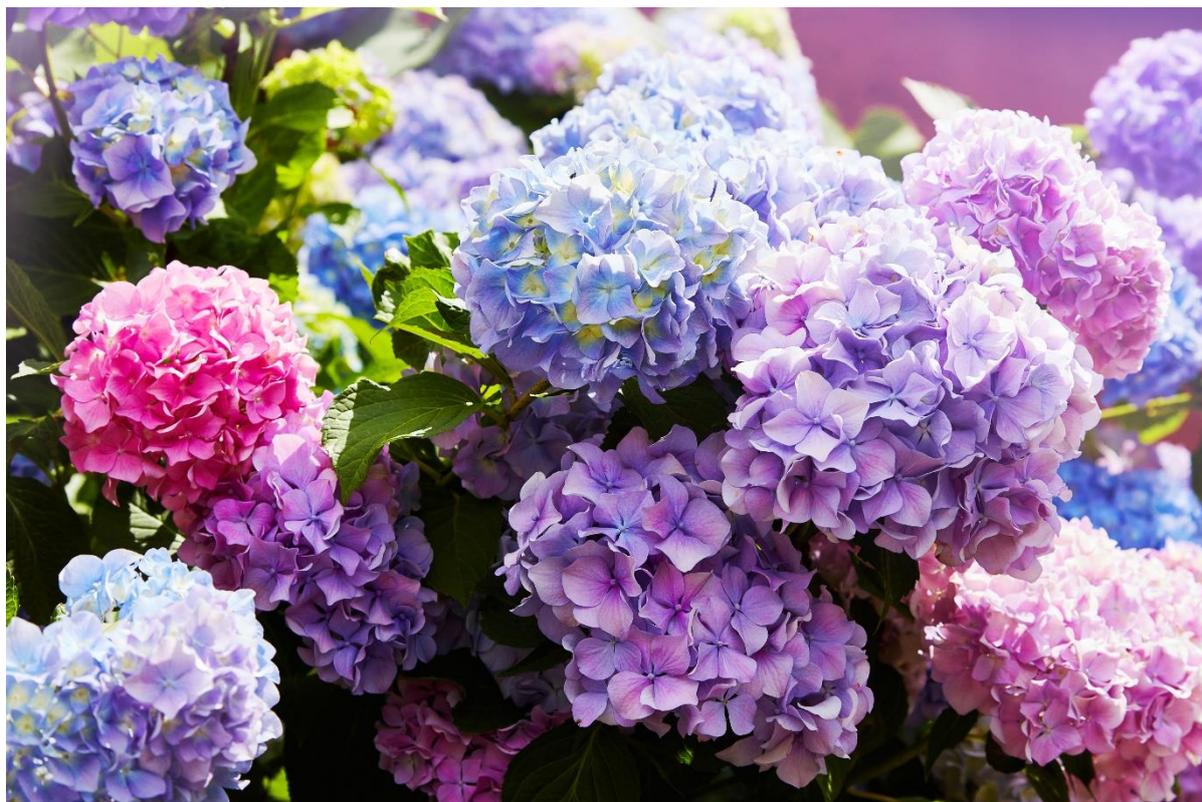


Figura 44: A coloração das hortênsias é influenciada pela forma como elas absorvem o alumínio do solo

O que acontece é que a planta é muito dependente do alumínio extraído do solo. E, dependendo da forma como extraem o íon alumínio, elas mudam a cor de sua flor.

Porém, em excesso, o íon alumínio ( $Al^{3+}$ ) é tóxico. Suspeita-se, inclusive, que esteja relacionado com o mal de Alzheimer.

Há também usos medicinais do alumínio: o hidróxido de alumínio ( $Al(OH)_3$ ) é usado como antiácido e o sulfato de alumínio é usado no tratamento de água potável.

### 5.2.1. Obtenção do Alumínio

O alumínio é o segundo metal mais produzido pelo ser humano.

Cerca de 85% do alumínio produzido no mundo é extraído a partir da bauxita, cujos principais produtores mundiais de bauxita são a Austrália, a China, a Guiné, o Brasil e a Índia.

A bauxita é uma mistura natural de vários óxidos do alumínio. Seus principais componentes são: a gibbsita  $Al(OH)_3$ , a boemita e o diásporo, que são formas cristalinas diferentes do  $AlO(OH)$ .



Figura 45: Amostra de Bauxita



A primeira etapa do processo de obtenção do alumínio a partir da bauxita consiste na purificação do minério. As principais impurezas encontrada são o ferro e o silício.

Na primeira etapa da purificação, é utilizado hidróxido de sódio. O alumínio e o silício se solubilizam, formando aluminatos e silicatos. O óxido de ferro precipita e pode ser removido por filtração.

A seguir, o alumínio é precipitado da solução borbulhando-se  $\text{CO}_2$ . O aluminato é convertido a  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , que é o óxido de alumínio, também conhecido como *alumina*.

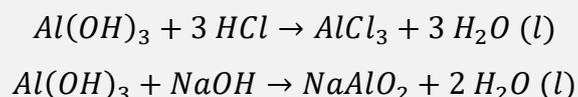
A alumina dá origem ao alumínio por eletrólise, que é um processo com altíssimo consumo de energia.

No processo Hall-Héroult, utiliza-se a criolita ( $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ ) para abaixar o ponto de fusão da alumina. A criolita é minerada na Groelândia, mas também pode ser produzida sinteticamente com a reação do hidróxido de alumínio com o hidróxido de sódio e o ácido fluorídrico.



## 5.2.2. Caráter Anfótero

O hidróxido de alumínio é uma base anfótera, podendo reagir com ácidos ou bases fortes. Na reação com ácidos, é formado o cátion  $\text{Al}^{3+}$ ; na reação com bases, é formado o íon aluminato  $\text{AlO}_2^-$ .



Note que os compostos do boro têm caráter ácido, enquanto os compostos do alumínio têm caráter anfótero.

- $\text{B}_2\text{O}_3$  é um óxido ácido, assim como  $\text{SiO}_2$  é um óxido ácido, enquanto  $\text{Al}_2\text{O}_3$  é um óxido anfótero;
- $\text{B}(\text{OH})_3$  é um ácido monoprótico, enquanto  $\text{Al}(\text{OH})_3$  é anfótero;
- Íons borato podem se polimerizar, enquanto o alumínio não exhibe esse comportamento;

O alumínio não forma íons poliméricos, porém, forma interessantes sais duplos hidratados, denominados genericamente como **alúmens**.

O alúmen de potássio é um dos sais desse tipo mais conhecidos, cuja fórmula é  $[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6][\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{SO}_4)_2$ .

Trata-se, na verdade, de um sulfato duplo de potássio e alumínio.

Outro composto conhecido como um **ácido de Lewis** é o  $\text{AlCl}_3$ . O tricloreto de alumínio tem um comportamento análogo ao trifluoreto de boro.

São compostos que possuem um orbital vazio, portanto, podem receber uma ligação dativa. Por isso, o tricloreto de alumínio é capaz de abstrair um íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) da molécula de cloro.



Vale lembrar que o tricloreto de alumínio é utilizado como catalisador para as reações de substituição eletrofílica, pois é capaz de induzir à quebra heterolítica da molécula de cloro.



### 5.3. Número de Oxidação

Os elementos do grupo 3 possuem um elétron na camada de valência. Sua configuração eletrônica termina em  $ns^2np^1$ .

Observe que os elétrons do subnível **p** possuem energia diferente dos elétrons dos orbitais **s** devido ao fato de que o orbital **s** é mais penetrante. Por esse motivo, o salto de energia necessário para retirar o segundo elétron do alumínio é muito maior do que o observado para retirar o primeiro elétron.

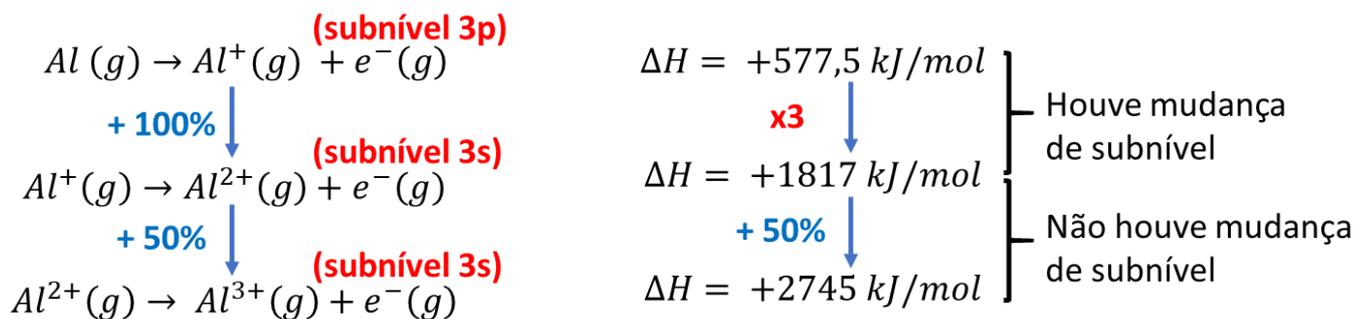


Figura 46: Energias de Ionização dos Elétrons da Camada de Valência do Alumínio (Al)

Assim, o gasto de energia envolvido na formação do íon  $Al^{3+}$  é muito superior ao gasto de energia para formar o íon  $Al^+$ .

Por esse motivo, é muito comum que os compostos do grupo 3 apresentem o número de oxidação +1 em diversos compostos iônicos. Isso é denominado **efeito do par inerte**, que é a tendência de os pares de elétrons nos **orbitais s** reagirem.

Por exemplo, o alumínio forma dois compostos com o cloro. O  $AlCl$  é iônico, formado pelo íon  $Al^+$ , e o  $AlCl_3$  é covalente.

Um composto interessante é o cloreto de gálio (II) –  $GaCl_2$ , que é um composto iônico mais precisamente descrito como:



Temos, portanto, o gálio em duas situações interessantes:

- O cátion  $Ga^+$ ;
- A espécie  $GaCl_4^-$ , que é formado por ligações covalentes, sendo bastante análogo ao  $AlCl_4^-$ .

## 6. Família do Nitrogênio

Os elementos da família do nitrogênio (ou grupo 15) se caracteriza pela distribuição eletrônica terminada em  $ns^2np^3$ .

A exemplo dos grupos 13 e 14, nessa família, também se verifica o efeito do par inerte, sendo que a tendência cresce para baixo. O bismuto (Bi) é o único elemento metálico da família e forma exclusivamente o íon  $Bi^{3+}$ .



Dessa família, o nitrogênio é o elemento mais abundante e importante. O gás nitrogênio constitui 78% da atmosfera terrestre.

Como todos os nitratos são muito solúveis em água, é muito difícil que eles sejam encontrados espalhados na crosta terrestre. Normalmente, eles se encontram dissolvidos.

A ligação tripla na molécula  $N_2$  é uma das ligações mais fortes da natureza, por isso, o gás nitrogênio ( $N_2$ ) é pouco reativo. Como consequência, ele é utilizado em grandes quantidades como atmosfera inerte para diversos meios reacionais.

O nitrogênio tem um ponto de ebulição ligeiramente inferior ao do oxigênio, por isso, pode ser purificado a partir do ar atmosférico, liquefazendo-o e, então, realizando a destilação fracionada do mesmo.

O nitrogênio se liquefaz à temperatura de  $-196^\circ\text{C}$ . No estado líquido, ele é bastante utilizado como fluido de resfriamento.

## 6.1. Ciclo do Nitrogênio

O Ciclo do Nitrogênio abrange as diversas transformações que esse elemento sofre quando em contato com os seres vivos. Ele acontece tanto na terra como na água. Porém, é importante ressaltar que as etapas mais importantes do ciclo mudam nos dois ambientes.

As principais etapas do ciclo são:

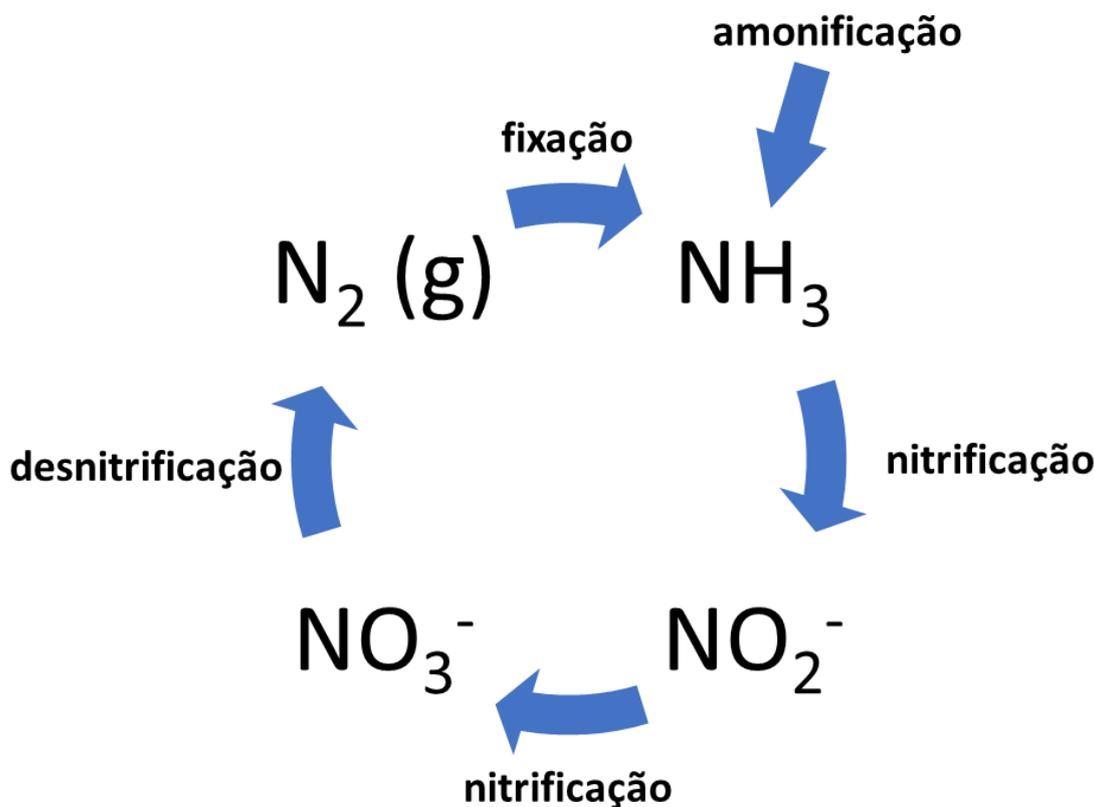


Figura 47: Resumo do Ciclo do Nitrogênio

Vamos analisar cada uma delas.



### 6.1.1. Fixação

Consiste na transformação do nitrogênio gasoso em compostos que podem ser utilizados como nutrientes pelas plantas.

A fixação é realizada por bactérias do gênero *Rhizobium* que vivem em simbiose nas raízes de plantas leguminosas (família Fabaceae), e, em alguns casos, com gramíneas (família Poaceae).

Esse processo é muito importante para as plantas, pois elas utilizam a amônia e o nitrato como nutrientes.



Figura 48: Nódulos de bactéria *Rhizobium* na raiz de uma planta leguminosa

Nos oceanos, as cianobactérias, em especial do gênero *Trichodesmium*, são as principais fixadoras do nitrogênio gasoso dissolvido na água do mar. Nesse caso, estudos mostram que o ferro e o molibdênio são elementos essenciais para a fixação.

Também é utilizado industrialmente, por exemplo, para a fabricação de explosivos e fertilizantes.

### 6.1.2. Amonificação

A amônia também é formada pela decomposição de matéria orgânica.

Os excretas nitrogenados de peixes, anfíbios e alguns invertebrados aquáticos liberam amônia diretamente na água.

A matéria orgânica, em especial, as proteínas, também liberam bastante amônia quando decomposta. Isso acontece, porque os aminoácidos, que são as suas unidades estruturais básicas, apresentam nitrogênio na sua molécula.

A seguir, mostramos a forma geral de um aminoácido, mostrando que todos eles possuem o grupo  $-NH_2$ .

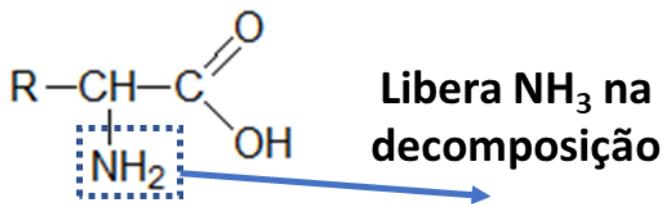
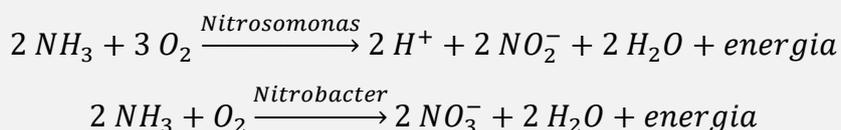


Figura 49: Forma Geral de um Aminoácido destacando a presença de nitrogênio

### 6.1.3. Nitrificação

É o processo de conversão de amônia em nitritos e nitratos.

A maior parte da amônia produzida pela fixação não é absorvida pelas plantas, mas sim oxidada a nitritos e nitratos. As reações químicas envolvidas são:



As bactérias envolvidas nas duas etapas pertencem aos gêneros *Nitrosomonas* e *Nitrobacter*.

Vale ressaltar que a amônia é infinitamente solúvel em água e muito tóxica. Por esses motivos, ela rapidamente invade os tecidos dos seres vivos, podendo-lhes causar a morte.

Por isso, o excesso de amônia, em especial em um sistema aquático, é uma séria ameaça aos seres vivos ali presentes. Por isso, o ciclo do nitrogênio é extremamente importante para os sistemas aquáticos, tanto de água doce como de água salgada.

É interessante observar que tanto a produção de nitrito como a produção de nitrato são aeróbicas. Porém, a produção nitrito requer um maior consumo de oxigênio. Em contrapartida, libera quantidade maior de energia.

Por esse motivo, os dois gêneros de bactérias ocupam profundidades diferentes do solo. As *Nitrosomonas* ocupam a porção mais aerada do solo, enquanto as *Nitrobacter* ocupam a porção menos aerada.

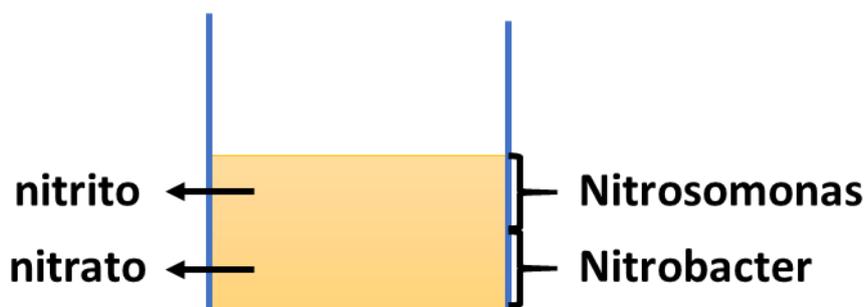


Figura 50: Posição que ocupam as *Nitrosomonas* e *Nitrobacter* no solo



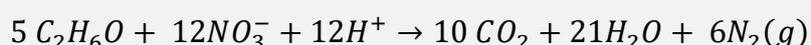
#### 6.1.4. Desnitrificação

É o processo de remoção dos nutrientes oxigenados, devolvendo-os para a atmosfera na forma de nitrogênio gasoso.

Os organismos desnitrificantes requerem concentração muito baixa de oxigênio e utilizam o carbono orgânico como fontes de energia. A reação de desnitrificação consiste em utilizar o nitrato para oxidar uma molécula orgânica.

Em geral, os organismos desnitrificadores são heterotróficos (como o *Paracoccus denitrificans*).

Por exemplo, em aquários marinhos, é possível utilizar vodka para remover nitrato. A reação de oxidação completa do etanol pelo nitrato pode ser expressa pela seguinte equação.



O etanol da vodka serve, basicamente, como alimento para as bactérias desnitrificantes.



Figura 51: O controle dos níveis de nitrato é essencial para a manutenção de corais de dificuldade elevada, como as Acroporas.

No ambiente marinho, o excesso de produtos nitrogenados (amônia, nitrito e nitrato) promove o aparecimento de algas, que são os únicos seres do *Reino Plantae* encontrados no mar. Vale notar que os corais são animais cnidários e que não existem outras plantas de água salgada.

#### 6.1.5. Influência do pH

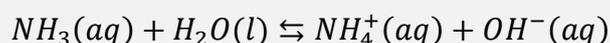
O ciclo do nitrogênio não é formado exclusivamente por etapas biológicas, mas também pode receber a adição direta de produtos químicos.



Se, por um lado, as plantas precisam de amônia e nitrato para se desenvolverem, para os indivíduos aquáticos, essa molécula é bastante tóxica.

A amônia se acumula nas guelras dos peixes e nas frestas dos esqueletos dos corais, provocando queimaduras. Porém, vale ressaltar que a amônia só é tóxica na forma  $NH_3$ .

Na água, a amônia se envolve em um equilíbrio com o íon amônio ( $NH_4^+$ ), que é atóxico. Esse equilíbrio, que é fundamental para a manutenção da vida aquática é influenciado pelo pH.



Pelo Princípio de Le Chatelier, quanto mais ácido for o meio, mais o equilíbrio se desloca para a direita, fazendo que a amônia fique na forma atóxica.

É por isso que, nos biótopos amazônicos, que possuem pH mais ácido (por volta 5,5 a 6), a amônia dificilmente será um problema. É possível mostrar que apenas 0,05% de toda a amônia presente no sistema se encontra na forma tóxica.



Figura 52: A amônia dificilmente será um problema nos biótopos amazônicos

Um recurso muito utilizado em biótopos amazônicos é abaixar ainda mais o pH para permitir o aumento da quantidade de peixes no sistema. Para isso, borbulha-se dióxido de carbono ( $CO_2$ ), o que também é muito útil para as plantas presentes no sistema.

Como as plantas precisam de  $CO_2$  para a realização da fotossíntese, elas crescerão mais rápido e o sistema permanecerá livre do íon amônio. Trata-se de uma etapa química muito interessante para o ciclo do nitrogênio.

Por outro lado, em sistemas alcalinos, como o marinho (pH entre 8 e 8,4), 10% da amônia presente no sistema se encontra na forma tóxica. Portanto, a manutenção de um sistema marinho requer muito mais atenção ao controle das etapas do ciclo do nitrogênio.



O nível de oxigênio na água é muito importante para o controle dos níveis de amônia na água, pois ele é essencial para as bactérias aeróbicas dos gêneros *Nitrosomonas* e *Nitrobacter*. Elas precisam de oxigênio para converter amônia em nitrito e nitrato.

Nos mares, a correnteza exerce um papel essencial para a oxigenação da água, permitindo que o oxigênio consumido pelos seres vivos seja rapidamente repostos.

### 6.1.6. Demanda Bioquímica por Oxigênio (DBO)

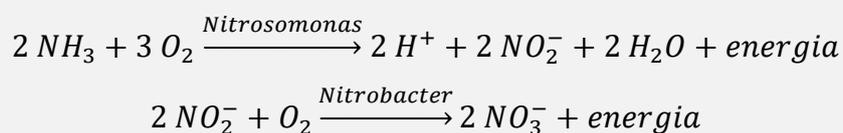
Em águas muito sujas, como aquelas provenientes de esgotos, a quantidade de matéria orgânica, em especial, proteínas, é muito grande.



Figura 53: O lançamento de esgoto sem tratamento promove o aumento da Demanda Bioquímica por Oxigênio

O excesso de matéria orgânica favorece a proliferação de uma grande quantidade de microrganismos decompositores.

Esses microrganismos são aeróbicos, ou seja, consomem oxigênio no processo de respiração. Como exemplo, podemos citar as próprias bactérias que fazem parte diretamente do ciclo do nitrogênio.



Por isso, a demanda bioquímica por oxigênio (DBO) é uma ferramenta muito utilizada para a medição dos níveis de poluição em um ambiente aquático, tanto o próprio esgoto como de um rio.

O aumento da DBO terá como consequência a redução na quantidade de oxigênio dissolvido, já que essa substância é utilizada na decomposição dos compostos orgânicos. Por isso, as águas que possuem baixa concentração de oxigênio são consideradas **poluídas**.



## 6.2. Fósforo

O fósforo é sólido à temperatura ambiente e se apresenta em três formas alotrópicas distintas:

- **Fosfóro Branco ( $P_4$ ):** é formado por moléculas com 4 átomos de fósforo que ocupam os vértices de um tetraedro. As ligações correspondem às arestas do tetraedro. Nesse caso, não há nenhum átomo central como em  $CH_4$ . Os ângulos de ligação são de  $60^\circ$ , o que faz que a molécula tenha **elevada tensão angular**. Por esse motivo, a molécula é bastante instável;
- **Fósforo Vermelho ( $P_{4n}$ ):** é um polímero do fósforo branco em que algumas das ligações do tetraedro são quebradas, aliviando parte da tensão angular;
- **Fósforo Preto ( $P_n$ ):** é formado por um arranjo tridimensional em que os átomos de fósforo se organizam formando vários hexágonos.

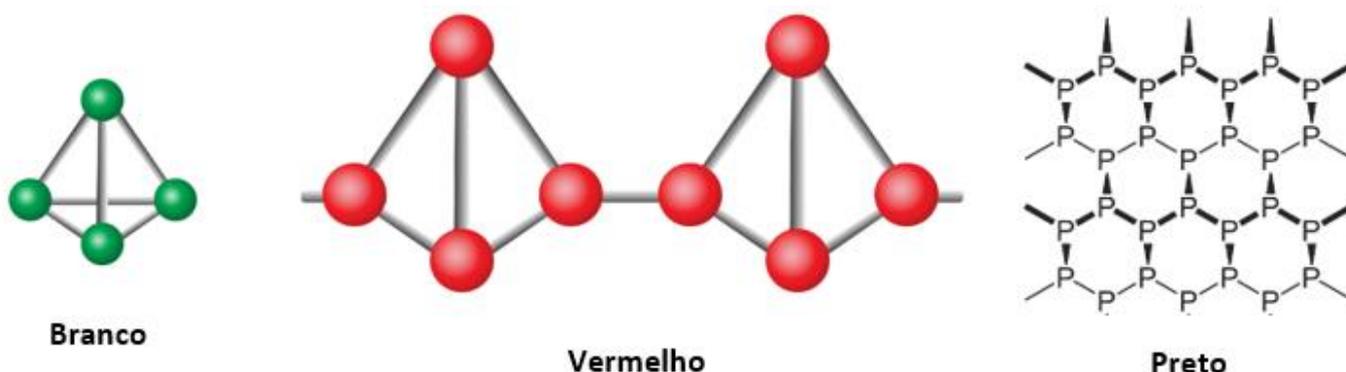
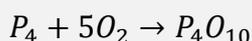


Figura 54: Alótropos do Fósforo

Dentre os vários alótropos, o fósforo preto é o mais estável, por ter um maior alívio das tensões angulares.

Porém, à temperatura ambiente, a forma predominante do fósforo é realmente o fósforo branco.

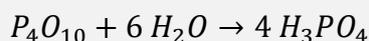
Ao contrário da forma alotrópica mais estável do nitrogênio, que é  $N_2$ , o fósforo é bastante reativo e se inflama facilmente ao ar.



A combustão do fósforo branco gera o pentóxido de difósforo, cuja fórmula molecular é, na verdade,  $P_4O_{10}$ , mas sua nomenclatura com base na fórmula mínima ( $P_2O_5$ ) é adotada por razões históricas.

O fósforo branco já foi utilizado como arma química. Nesse caso, tem um interessante comportamento, pois a chama resultante da combustão do fósforo branco não pode ser apagada pela adição de água.

Em vez de apagar a chama, a adição de água provoca uma nova reação, que é também bastante exotérmica, pois o  $P_4O_{10}$  é um poderoso agente desidratante.

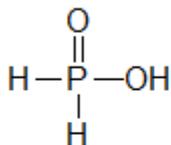


A chama resultante da combustão do fósforo branco deve ser apagada por sufocamento com outros materiais, como areia ou dióxido de carbono ( $CO_2$ ).

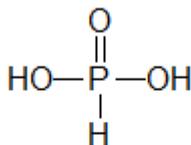


## 6.2.1. Ácidos do Fósforo

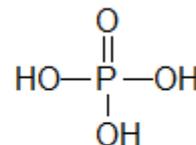
Os três principais ácidos do fósforo são:



**ácido hipofosforoso ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ )**



**ácido fosforoso ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ )**



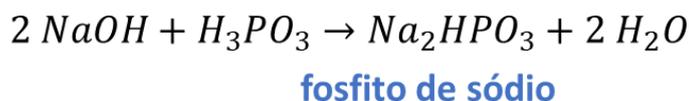
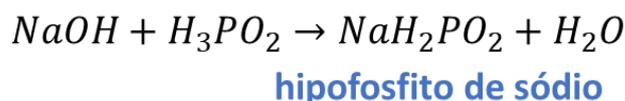
**ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )**

Figura 55: Ácidos do Fósforo

Devemos nos lembrar que um hidrogênio ionizável deve estar ligado a um átomo muito eletronegativo, como halogênios, oxigênio e enxofre. É interessante observar que, pela estrutura molecular:

- O ácido hipofosforoso ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ ) é um ácido monoprotico, pois apresenta um único hidrogênio ligado a oxigênio;
- O ácido fosforoso ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ ) é um ácido diprotico;
- O ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) é um ácido triprotico.

É interessante, portanto, que os fosfitos e os hipofosfitos contêm hidrogênio na sua composição. Vejamos as reações de neutralização completa dos ácidos hipofosforoso e fosforoso com hidróxido de sódio.



Tome cuidado em eventuais questões de nomenclaturas, pois os hidrogênios presentes nos íons hipofosfito e fosfito não são ionizáveis.

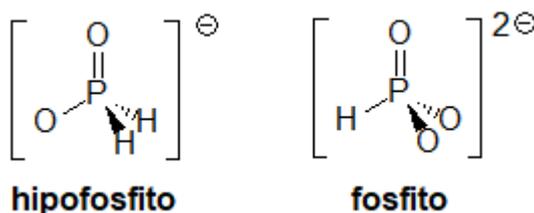


Figura 56: Geometria dos Íons hipofosfito e fosfito

O ácido fosfórico também dá origem a outros ácidos por desidratação. Nesse contexto, ele pode ser chamado de ácido *ortofosfórico*.

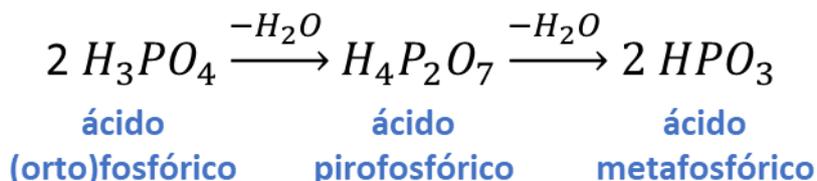


Figura 57: Ácidos derivados da desidratação do ácido fosfórico

O ácido pirofosfórico ( $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ) pode ser obtido pela perda de uma molécula de água a partir de duas moléculas de ácido fosfórico.

Já o ácido metafosfórico ( $\text{HPO}_3$ ) corresponde a uma desidratação mais acentuada, pois se originaria da perda de uma molécula de água por uma molécula de ácido fosfórico.

### 6.3. Ácidos do Nitrogênio

O nitrogênio forma diversos compostos de caráter ácido e básico.

A fim de estudar as características ácidas e básicas de seus compostos, devemos levar em consideração que o nitrogênio apresenta dois efeitos:

- **Efeito Nucleofílico:** o nitrogênio apresenta um par de elétrons isolados que podem ser doados por meio de ligações dativas. **(mais forte)**
- **Efeito Eletrofílico:** É um dos elementos mais eletronegativos da tabela periódica, portanto, exerce efeito removedor de elétrons. **(mais fraco)**

Observe, ainda, que, quando falamos dos dois efeitos, estamos falando de pares de elétrons diferentes. O efeito nucleofílico é percebido diretamente no par de elétrons isolado no nitrogênio, enquanto o efeito eletrofílico é percebido nas ligações covalentes.

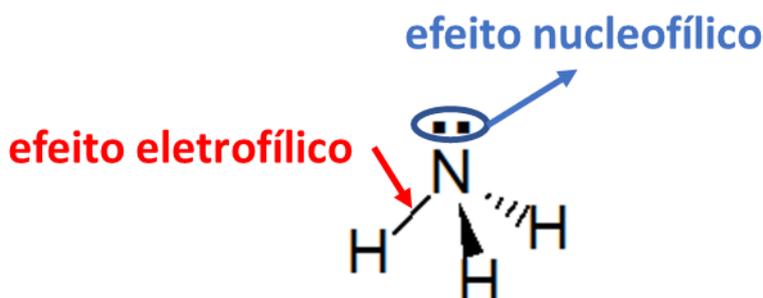


Figura 58: Efeito Nucleofílico e Eletrofílico do Nitrogênio

No caso do nitrogênio, o efeito nucleofílico é, de maneira geral, mais forte, por isso, ele forma bases fracas sempre que se encontra com um par de elétrons isolados.

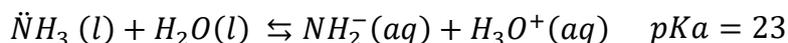
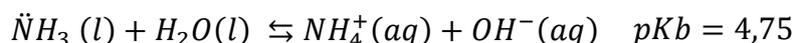
#### 6.3.1. Amônia

Certamente, esse item lhe causou estranheza.

A amônia é o exemplo mais importante de base molecular. Todas as demais bases são consideradas derivadas dela, podendo ser obtidas pela substituição de um ou mais hidrogênios por um radical orgânico.

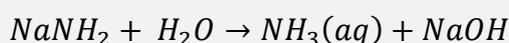


A amônia tem um caráter decididamente alcalino em água. Porém, ela também pode se ionizar em menor proporção produzindo o íon amideto ou azida ( $\text{NH}_2^-$ ).



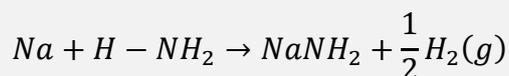
Observe que, na segunda reação, a amônia se comporta como um **ácido mais fraco que a água**. Lembre-se que a água possui constante de acidez igual ao seu próprio  $pK_w = 14$ .

Por esse motivo, os amidetos se decompõem espontaneamente em água, liberando amônia e uma base.



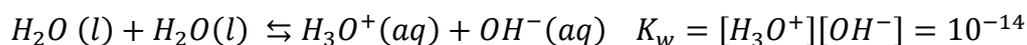
A reação acima acontece, porque a água é um ácido mais forte que a amônia. Logo, o íon sódio preferirá se associar ao ácido mais forte. Logo, ele ficará como NaOH, não como  $\text{NaNH}_2$ .

O amideto de sódio não pode, portanto, ser produzido por uma reação ácido-base, como a reação do hidróxido de sódio com a amônia em meio aquoso. Porém, ele pode ser produzido por uma reação de simples troca (ou deslocamento) do sódio metálico com a amônia líquida.

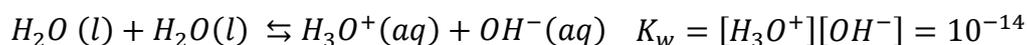


A ocorrência dessa reação é mais uma constatação do caráter ligeiramente ácido dos hidrogênios da amônia.

A amônia líquida é um líquido polar, assim como a água. Logo, pode sofrer também auto-ionização. Trata-se de uma reação muito semelhante em que uma molécula de amônia doa um próton ( $\text{H}^+$ ) para outra molécula, formando um par de íons.



A constante de auto-ionização da amônia é bem inferior à constante da água, porque a amônia é menos polar.

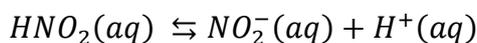




## 6.3.2. Ácido nitroso

O ácido nitroso só é estável em soluções diluídas. Quando é necessário em algumas reações químicas, como diante de amins, ele costuma ser preparado na hora.

O método mais comum é acidificando um nitrito. Como o ácido nitroso é fraco, ele se submete ao seguinte equilíbrio em meio aquoso.

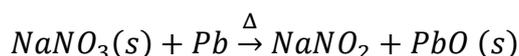
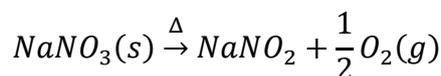


Quando colocado em um meio bastante ácido, pela adição de um ácido forte, a reação se desloca para a esquerda, produzindo as moléculas de ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ).

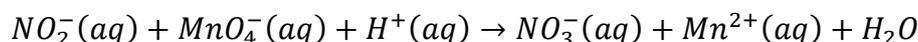
O método mais comum em laboratório utiliza o nitrito de bário e o ácido sulfúrico. A vantagem desses dois reagentes é que o subproduto reacional é o sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ), que é insolúvel e pode ser separado por filtração.



Os nitritos de metais alcalinos podem ser produzidos pela decomposição térmica dos nitratos, que pode acontecer diretamente ou na presença de chumbo.



Os nitritos, por sua vez, podem ser oxidados a nitratos pelo permanganato de potássio em meio ácido, de acordo com a seguinte reação não balanceada.



A principal aplicação reacional do ácido nitroso é a **síntese de diazocompostos** ou **sais de aril-diazônio**, que são reagentes muito versáteis para **substituições nucleofílicas**.

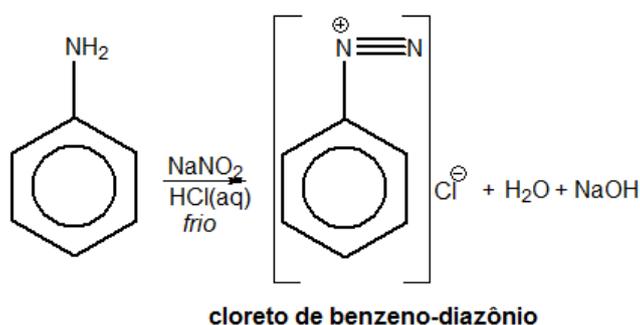


Figura 59: Reação de Diazotação da Anilina

Vale lembrar que o iodobenzeno não pode ser produzido pela reação de substituição eletrofílica do iodo diretamente com o benzeno. Portanto, a síntese do sal de aril-diazônio é uma alternativa interessante.

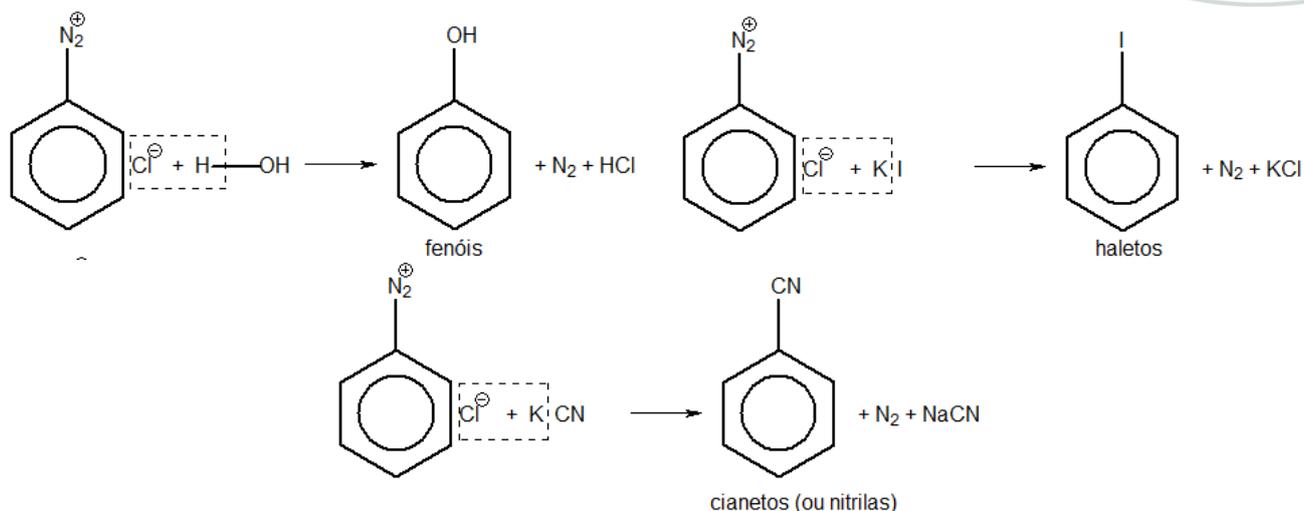


Figura 60: Reações de Substituição Nucleofílica nos Sais de Diazônio

O nitrito de sódio é usado como **conservantes de alimentos**, como carnes e salsichas. Ele age sobre bactérias, como o *Clostridium botulinum*, inibindo o seu crescimento.

A decomposição do nitrito ( $NO_2^-$ ) libera óxido nítrico (NO) que forma um complexo vermelho com a hemoglobina, o que deixa a carne com um aspecto mais atraente.



Figura 61: O nitrito deixa a carne com a coloração vermelha mais intensa

Porém, é interessante observar alguns riscos de utilizá-lo.

O nitrito é um íon tóxico – já falamos sobre isso no Ciclo do Nitrogênio. A tolerância de um ser humano adulto de 70 kg é de cerca de 5 gramas por dia.

Somado a isso, suspeita-se que, durante o cozimento dessas carnes, os nitritos reajam com aminas gerando nitrosaminas, que são tidas como cancerígenas. As aminas alifáticas secundárias, de fato, reagem com os nitritos formando nitrosaminas.

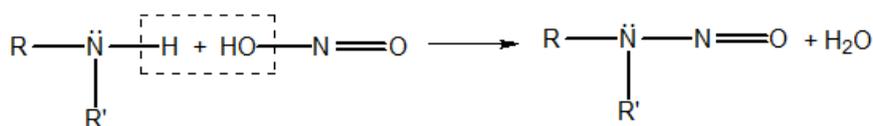
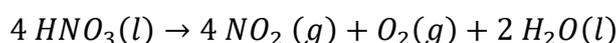


Figura 62: Formação de Nitrosaminas

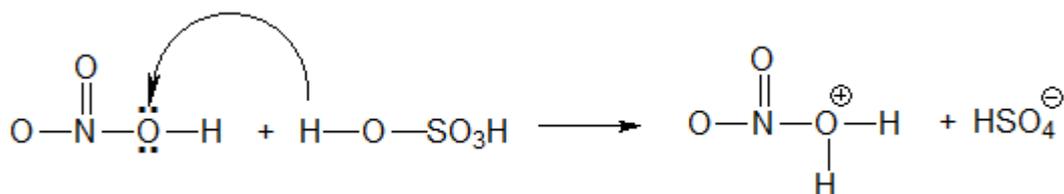
### 6.3.3. Ácido Nítrico

O ácido nítrico é o oxiácido mais importante do nitrogênio, sendo o terceiro ácido mais produzido em escala no mundo inteiro, perdendo apenas para o ácido clorídrico (HCl) e para o ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

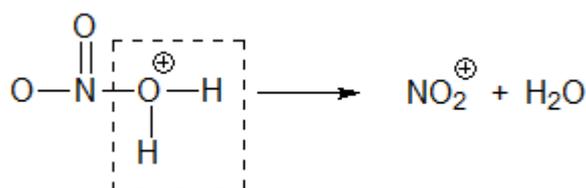
Quando puro é incolor, porém, adquire coloração castanha quando exposto à luz, pois sofre uma fotodecomposição parcial, produzindo NO<sub>2</sub>.



O ácido nítrico é um ácido muito forte ( $pK_a = -1,4$ ). Porém, ele pode agir como uma base de Brønsted-Lowry diante do ácido sulfúrico, produzindo o cátion nitrônio (NO<sub>2</sub><sup>+</sup>).



Além disso, como o ácido sulfúrico é também um poderoso agente desidratante, ele retira uma molécula de água do cátion formado a partir do ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>).



O íon nitrônio é uma espécie ativa nas reações de nitração de compostos aromáticos. Os nitrocompostos aromáticos são reagentes utilizados na produção de explosivos. Também podem ser reduzidos a anilina (aminobenzeno), que é utilizada na fabricação de corantes.

O ácido nítrico também pode formar ésteres, conhecidos como nitratos orgânicos, reagindo com álcoois.

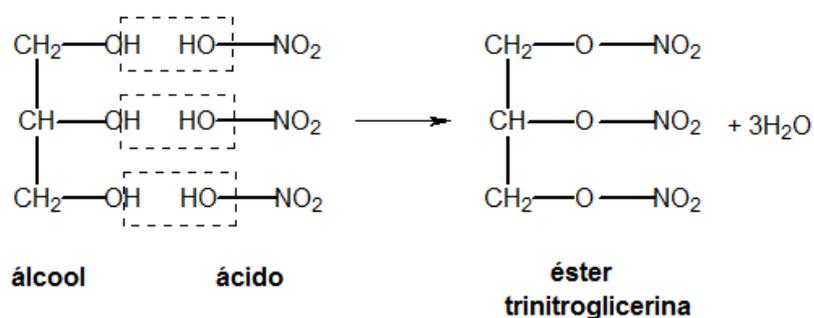


Figura 63: Formação de trinitroglicerina

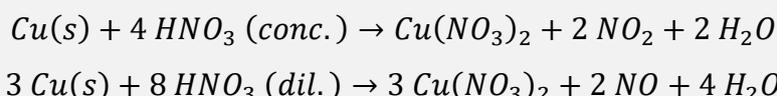


A Figura 63 mostra a fórmula estrutural da trinitroglicerina, que, apesar do nome, é um éster do ácido nítrico com a glicerina, não um nitrocomposto. Uma nomenclatura alternativa que poderíamos adotar a fim de ressaltar o fato de que ela é um éster seria **trinitrato de glicerila**.

Os nitratos orgânicos são menos estáveis do que os nitratos iônicos. Muitos deles são explosivos, como a trinitroglicerina e a nitrocelulose.

As principais reações que você precisa conhecer do ácido nítrico são como **agente oxidante**. O ácido nítrico é capaz de oxidar até mesmo os metais nobres, levando-os em geral ao seu máximo estado de oxidação.

Muito cuidado para não confundir as reações dos metais com o ácido nítrico com reações de simples troca. O subproduto dessas reações **não** é o gás hidrogênio.



O cobre, por exemplo, é um metal nobre e não seria capaz de provocar reações de simples troca ou deslocamento com o hidrogênio. Portanto, essa reação jamais poderia produzir  $\text{H}_2$ .

Na realidade, é o próprio nitrogênio do ácido nítrico que se reduz, produzindo  $\text{NO}_2$ , quando em solução concentrada, ou  $\text{NO}$ , quando em solução diluída.

Na reação com o cobre, o ácido nítrico é capaz de levá-lo sempre ao seu máximo estado de oxidação (+2), mesmo quando diluído. Sendo assim, o número de mols de elétrons perdidos pelo cobre é sempre o mesmo.

Na solução concentrada, existem mais moléculas de ácido nítrico. Portanto, o número de mols de elétrons que cada molécula precisa ganhar diminui. É por isso que, na solução concentrada, o ácido nítrico se reduz somente a  $\text{NO}_2$ .

Por outro lado, na solução mais diluída, existem menos moléculas. Logo, o número de elétrons que cada molécula precisa ganhar aumenta. Portanto, na solução diluída, o ácido nítrico se reduz a  $\text{NO}$ .

Aplicando a mesma lógica, é possível também observar a produção de  $\text{N}_2\text{O}$  e  $\text{NH}_3$ , dependendo da concentração da solução.

Em especial, a liga Devarda ( $\text{Cu} / \text{Al} / \text{Zn}$ ) em meio alcalino, quando oxidada pelo ácido nítrico libera amônia.

A sua mistura com o ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ) é conhecida como água régia e é capaz de dissolver qualquer metal nobre, com exceção da prata.

Na água régia, o ácido nítrico tem o poder de oxidar o metal, enquanto o cobre tem a missão de complexar, permitindo a dissolução do óxido ou do sal formado. Porém, como o cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ) é insolúvel, a água régia não funciona com esse metal nobre.

O ácido nítrico também é utilizado na produção do famoso náilon-66. Ele é capaz de oxidar o ciclohexanol ou a ciclohexanona, induzindo à quebra da cadeia, formando o **ácido adípico**.

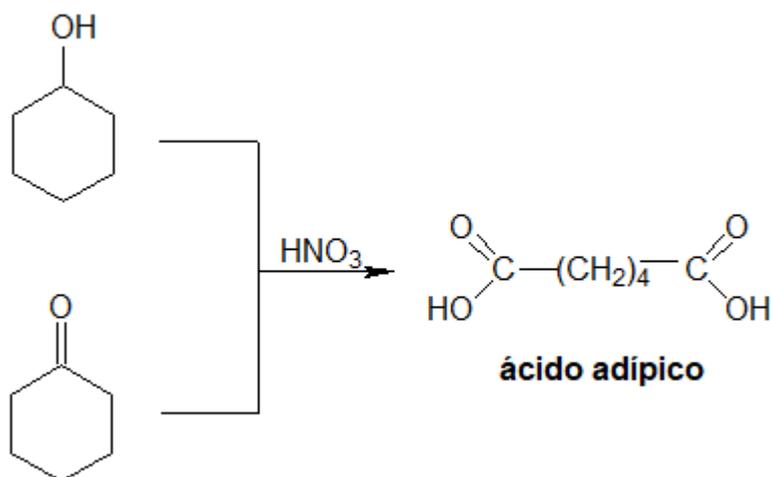


Figura 64: Formação do Ácido Adípico a partir da oxidação do cicloexanol e da cicloexanona

Por sua vez, o ácido adípico reage com o 1,6-diamino-hexano para formar o náilon-66.

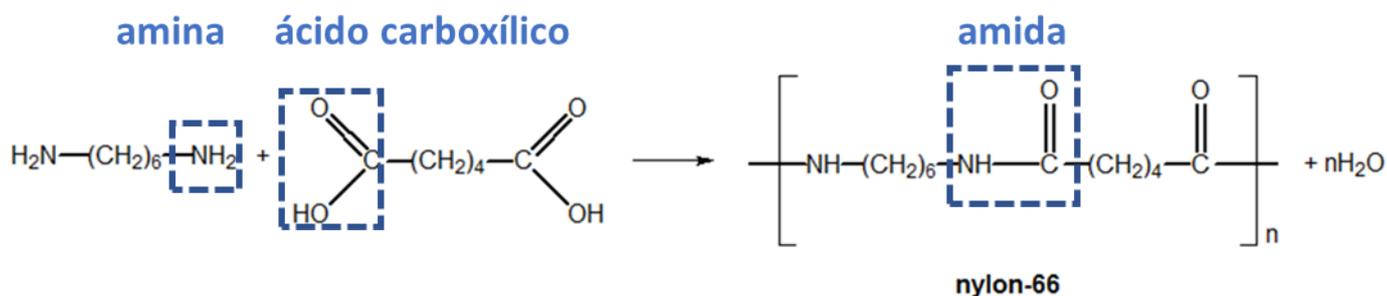


Figura 65: Formação do Náilon-66

### 6.3.4. Óxidos do Nitrogênio

O nitrogênio forma diversos óxidos com o oxigênio, desde o nox +1 ( $N_2O$ ) até o nox +5 ( $N_2O_5$ ). O trióxido de nitrogênio ( $NO_3$ ) é observado como intermediário em algumas reações químicas.

Dentre esses óxidos, o sesquióxido de nitrogênio ( $N_2O_3$ ) e o pentóxido de dinitrogênio ( $N_2O_5$ ) são pouco estáveis.

### 6.3.5. Óxido Nitroso ( $N_2O$ )

O óxido nitroso ( $N_2O$ ) é um gás estável e pouco reativo.

É um óxido neutro, pois não reage com a água nem com bases. Não há nenhum ácido do nitrogênio correspondente a ele.

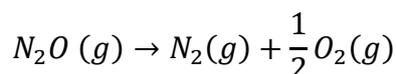
Pode ser preparado pela decomposição térmica do nitrato de amônio ( $NH_4NO_3$ ) à temperatura de  $280\text{ }^\circ\text{C}$ . Observe que o nox médio do nitrogênio no nitrato de amônio é também igual a +1.

Portanto, a decomposição térmica desse sal consiste na sua mera desidratação. Lembre-se que as reações de hidrólise e desidratação não provocam alteração do nox.



Alguns dos usos práticos do óxido nitroso ( $N_2O$ ) são:

- **Propelente em Sorvetes:** o propelente é um material que impulsiona algum objeto. Pode ou não envolver uma reação química. O óxido nitroso é inodoro, insípido e atóxico, por isso, ele é bastante interessante nessa aplicação;
- **Anestésico:** foi muito usado por dentistas como anestésico. Em pequenas concentrações, provoca euforia, por isso, é também conhecido como “gás hilariante”.
- **Aditivo para gasolina:** durante a queima da gasolina, o óxido nitroso se decompõe liberando oxigênio. Esse oxigênio é muito útil, pois aumenta o rendimento da combustão da gasolina.



Vale notar que, em geral, a combustão da gasolina é bastante incompleta, pois é difícil suprir o motor com a quantidade estequiométrica de oxigênio.

### 6.3.6. Óxido Nítrico (NO)

O óxido nítrico (NO) é um gás incolor, que é um dos intermediários na fabricação do ácido nítrico pela oxidação da amônia. Assim como o  $N_2O$ , é considerado um **óxido neutro**, pois não reage nem com a água nem com bases.

O óxido nítrico (NO) e o dióxido de nitrogênio ( $NO_2$ ) são interessantes exemplos de moléculas paramagnéticas, mas que são surpreendentemente estáveis.

O óxido nítrico forma compostos de coordenação com íons de metais de transição, genericamente denominados **nitrosilas**. A maioria dos complexos de nitrosila são coloridos, e isso é muito interessante, pois ajuda a identificar íons.

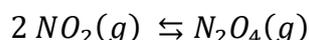
Por exemplo, o íon ferroso ( $Fe^{2+}$ ) forma o complexo marrom  $[Fe(CO)_2(NO)_2]$ .

Outra reação interessante do óxido nítrico é a reação com o cloro, formando o cloreto de nitrosila (NOCl). Já falaremos um pouco mais sobre esse composto.

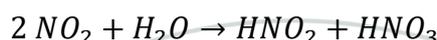


### 6.3.7. Dióxido de Nitrogênio ( $NO_2$ )

O dióxido de nitrogênio ( $NO_2$ ) é um gás de coloração castanho-alaranjado característica. Porém, com a redução da temperatura, ele perde a sua cor, tornando-se pálido. A razão para isso é que as menores temperaturas intensificam a sua dimerização em  $N_2O_4$ .



Tanto o  $NO_2$  como o  $N_2O_4$  são fortemente ácidos em meio aquoso, ao contrário dos óxidos neutros  $N_2O$  e NO. Eles são anidridos mistos, porque, quando reagem com a água, liberam uma mistura de ácido nítrico e nitroso.





A molécula de  $N_2O_4$  é plana e apresenta uma ligação N – N muito longa (164 pm), sendo mais longa que a ligação N – N em  $N_2H_4$  (147 pm). Não há uma explicação satisfatória para esse fato, porém, ele implica que a molécula  $N_2O_4$  seja facilmente quebrável – de fato, o  $NO_2$  é mais estável a temperaturas mais elevadas.

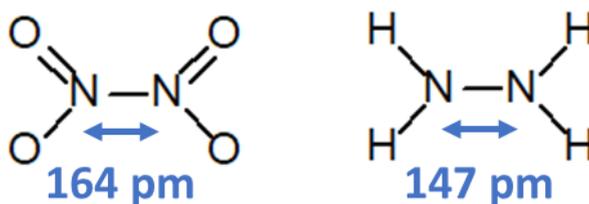
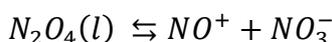
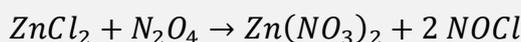


Figura 66: Comprimentos de ligação em  $N_2O_4$  e  $N_2H_4$

Outro fato interessante é que, quando líquido, o  $N_2O_4$  também sofre auto-ionização.



Observe a semelhança com a auto-ionização da água e da amônia. Como o ânion formado é o nitrato, o  $N_2O_4$  é muito útil para a produção de nitratos, com liberação de NO.

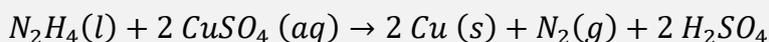


## 6.4. Outros Compostos Nitrogenados

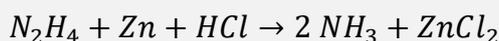
### 6.4.1. Hidrazina ( $N_2H_4$ )

A hidrazina é um líquido molecular, uma base fraca com odor semelhante ao da amônia. Queima facilmente quando exposta ao ar.

Quando dissolvida em soluções neutras ou alcalinas, a hidrazina é um poderoso agente redutor. Um de seus principais usos é na fabricação de espelhos de prata e cobre, mediante as reações.

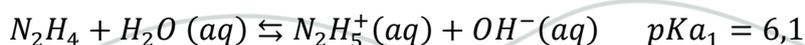


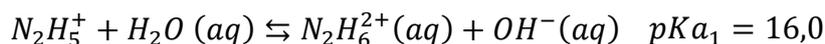
No entanto, em soluções ácidas, ela pode ser reduzida a amônia.



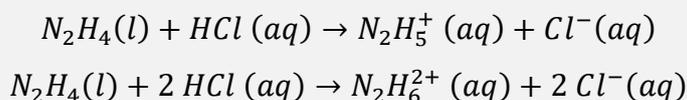
Outra reação característica desse composto é como uma base fraca. A explicação para o caráter básico da hidrazina é semelhante à da amônia. Ambos os nitrogênios  $\ddot{N}H_2 - \ddot{N}H_2$  apresentam um par de elétrons não-ligantes.

É interessante observar que a hidrazina é, na verdade, uma base mais fraca que a amônia.





A hidrazina forma duas categorias de sais com ácidos. Seus sais sólidos iônicos brancos e bastante solúveis em água, de forma semelhante aos sais de amônio.



A hidrazina e, em especial, seus derivados metilados são utilizados como combustível de foguetes.

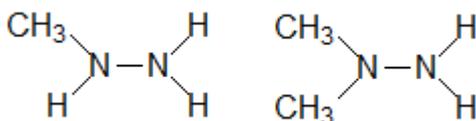
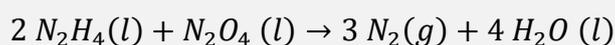


Figura 67: Derivados Metilados da Hidrazina

A vantagem dos derivados da hidrazina é que, como eles são líquidos, ocupam bem menos espaço no foguete. Além disso, como comburente é utilizado o também líquido tetróxido de dinitrogênio ( $N_2O_4$ ).



## 6.4.2. Azotetos ( $N_3^-$ )

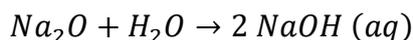
Os azotetos possuem o interessante íon ( $N_3^-$ ).

O nitrogênio é um não-metal, sendo o terceiro mais eletronegativo da Tabela Periódica. Como regra, os não-metais mais eletronegativos formam ligações iônicas com metais, de modo a completar 8 elétrons na camada de valência.

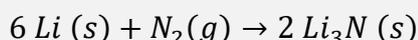
Por exemplo, o flúor tem 7 elétrons na camada de valência e forma o íon fluoreto ( $F^-$ ). São exemplos de compostos desse íon:  $NaF$ ,  $CaF_2$ . Em todos esses compostos, o flúor recebe um elétron por uma ligação iônica e passa a ter 8 elétrons na sua camada de valência.

O oxigênio, por sua vez, forma uma série de óxidos, caracterizados pelo íon óxido ( $O^{2-}$ ). São exemplos de compostos desse íon:  $Na_2O$ ,  $CaO$ .

Porém, os óxidos iônicos, em comparação, ao íon fluoreto, são menos estáveis. Eles são capazes de reagir com facilidade com a água, por exemplo, transformando o íon óxido em hidróxido ( $OH^-$ ).



O nitrogênio, por sua vez, raramente forma **nitretos**, que possuem o ânion ( $N^{3-}$ ). O único nitreto que pode ser formado diretamente pela reação com o metal é o nitreto de lítio.



A razão para isso é que **a afinidade eletrônica do nitrogênio é mais baixa do que o que esperava** pela sua posição na tabela periódica. O nitrogênio tem afinidade eletrônica menor que a do carbono.



H -0,76											He +0,22
Li -0,62	Be +0,20	B -0,28	C -1,26	N +0,07	O -1,46	F -3,40	Ne +0,30				
Na -0,55	Mg +0,20	Al -0,45	Si -1,9	P -0,75	S -2,07	Cl -3,62	Ar +0,36				
K -0,50	Ca +0,10	Ga -0,30	Ge -1,20	As -0,81	Se -2,02	Br -3,37	Kr +0,40				
Rb -0,49	Sr +0,05	In -0,30	Sn -1,20	Sb -1,07	Te -1,97	I -3,06	Xe +0,43				
Cs -0,47	Ba +0,15	Tl -0,21	Pb -0,36	Bi -0,94	Po -1,90	At -2,80	Rn +0,43				

Figura 68: Comportamento da Afinidade Eletrônica na Tabela Periódica

A explicação desse comportamento é que o nitrogênio apresenta três elétrons desemparelhados nos orbitais **2p**. Absorver um elétron adicional implicaria **emparelhar elétrons**. Como os elétrons são cargas de sinal negativo, dois elétrons se repelem.

Logo, emparelhar dois elétrons no mesmo orbital é uma situação desfavorável. E é exatamente por isso que a primeira afinidade eletrônica do nitrogênio é baixa.

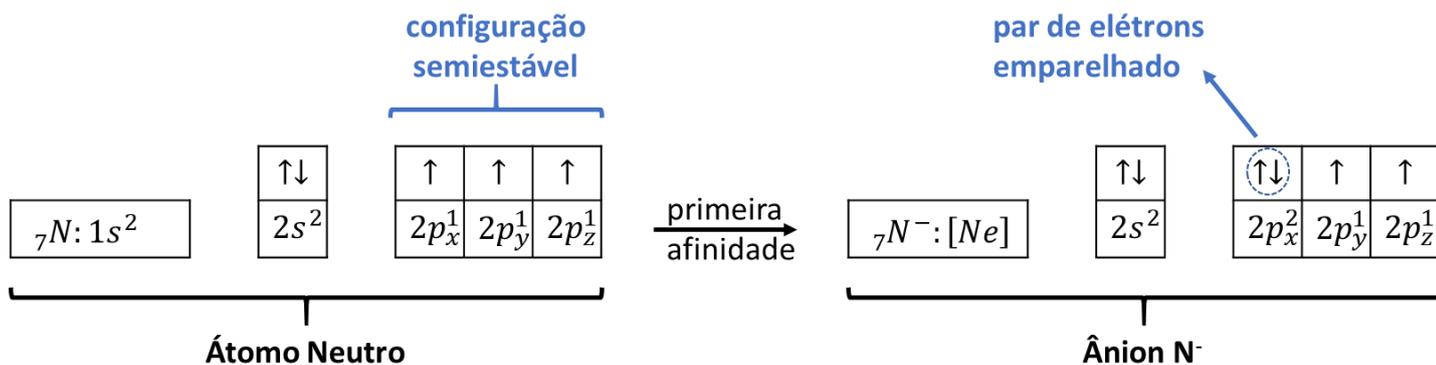


Figura 69: Baixa Afinidade Eletrônica do Nitrogênio (N)

Devido à baixa afinidade eletrônica do nitrogênio, é muito difícil que ele forme o ânion nitreto ( $N^{3-}$ ) em compostos químicos.

Um ânion relativamente comum do nitrogênio é o azoteto ( $N_3^-$ ). Note que, nesse ânion, três átomos de nitrogênio compartilham uma carga negativa. Portanto, em vez de nox -3, o nitrogênio apresenta nox -1/3.

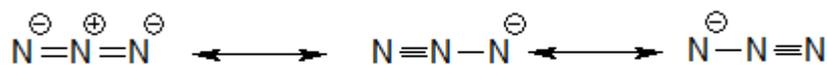
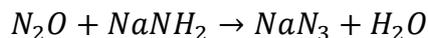


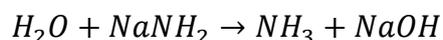
Figura 70: Estruturas de Ressonância do Íon Azoteto ( $N_3^-$ )



O azoteto de sódio ( $\text{NaN}_3$ ), também conhecido como azida de sódio, é utilizado em airbags. Esse composto pode ser sintetizado pelo borbulhamento de óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ) gasoso em amida de sódio ( $\text{NaNH}_2$ ) fundida em meio anidro (isento de água).

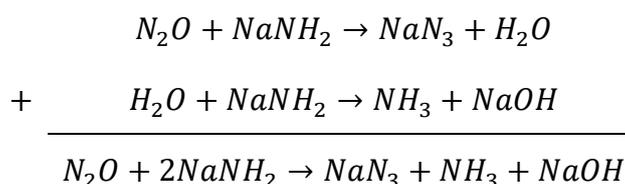


A água é eliminada do meio reacional pelo próprio amideto de sódio presente no meio.

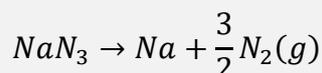


Essa é uma reação interessante. O que acontece é que, na verdade, a amônia é um ácido mais fraco que a água. Por isso, ocorre uma reação de dupla troca, em que o sódio ( $\text{Na}^+$ ) se aloja com o ácido mais forte, formando  $\text{NaOH}$ , em detrimento do  $\text{NaNH}_2$ .

Portanto, a reação global para a síntese do azoteto de sódio é:

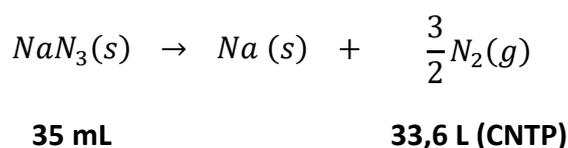


O azoteto de sódio se decompõe diante de choque mecânica ou faísca elétrica, liberando sódio metálico e gás nitrogênio.



O interessante dessa reação é que é uma forma muito prática de armazenar um gás. O azoteto de sódio é um gás de densidade igual a 1,85 g/mL. Portanto, 1 mol desse composto teria a massa de 65 g e ocuparia aproximadamente 35 mL de volume.

Esse pequeno volume seria capaz de produzir 1,5 mol de gás nitrogênio, o que seria suficiente para encher uma bexiga de 33,6 L nas CNTP.



É por isso que o airbag pode ser armazenado em um pequeno recipiente, como o interior do volante, mas rapidamente se expande para uma bexiga quando é acionado.



Figura 71: O airbag é um dispositivo que se baseia na conversão de azida de sódio em gás nitrogênio

## 7. Família dos Halogênios

Os halogênios estão entre os elementos mais reativos da Tabela Periódica. São raramente encontrados no estado livre. Em vez disso, são encontrados na forma de compostos na crosta terrestre.

O flúor e o cloro são bastante abundantes na crosta terrestre. A principal fonte de flúor é o mineral  $\text{CaF}_2$ , conhecido como fluorita, cujo nome se deve à fluorescência do mineral.

O composto mais abundante do cloro é o  $\text{NaCl}$ , que pode ser minerado como sal-gema ou extraído por evaporação da água do mar. O cloreto de sódio é o principal componente da água do mar, estando presente na concentração de 15 000 ppm (15 g/L ou 1,5% em massa). Porém, alguns lagos interiores podem conter quantidades bem maiores – o Mar Morto contém 8% em massa de cloreto de sódio e o Grande Lago Salgado contém 23%.

Por serem bastante reativos, é muito difícil que os halogênios sejam encontrados na forma de substâncias simples na natureza. Eles normalmente são produzidos a partir de eletrólise.

### 7.1. Flúor

O flúor é o elemento mais eletronegativo da Tabela Periódica. Além disso, a ligação  $\text{F} - \text{F}$  é muito fraca em relação a outras ligações.

Ligação	Energia de Ligação (kJ/mol)
$\text{F} - \text{F}$	153,1
$\text{Cl} - \text{Cl}$	242,6
$\text{Br} - \text{Br}$	192,8



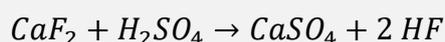
$I - I$	151,0
$O = O$	498
$N \equiv N$	946

É natural esperar que a energia de ligação das moléculas diatômicas dos halogênios diminua para baixo na Tabela Periódica. Isso acontece porque, à medida que o raio atômico dos átomos aumenta, cresce também a distância de ligação. Quanto maior a distância de ligação, menor a energia de distância.

Porém, o flúor é uma importante exceção. A energia de ligação na molécula  $F_2$  é estranhamente baixa. A explicação mais aceita para a baixa energia de ligação do flúor é que o átomo é tão pequeno que ocorre uma repulsão internuclear apreciável na molécula  $F_2$ .

De qualquer modo, a baixa energia de ligação é um dos principais motivos para que o  $F_2$  seja muito mais reativo que  $O_2$  ou  $N_2$ . Desse modo, é muito difícil a preparação e o manuseio do material.

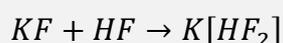
O método de preparação mais comum do flúor molecular parte da fluorita, que é dissolvida em ácido sulfúrico. Essa reação libera o HF, que é um ácido mais fraco que o ácido sulfúrico.



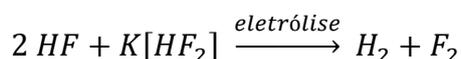
O ácido fluorídrico é uma substância bastante complicada de se trabalhar, porque:

- é extremamente corrosivo e ataca o vidro;
- provoca queimaduras graves na pele, desidrata o tecido. Os ferimentos são de difícil cicatrização, porque os íons fluoreto removem o cálcio presente nos tecidos, tendo em vista que o cálcio participa da coagulação sanguínea;
- por ser um ácido fraco, a solução de HF não é boa condutora de eletricidade. Por isso, é necessário adicionar uma mistura de KF para aumentar a condutividade. Os geradores modernos utilizam a mistura KF:HF na proporção molar 1:2.

A mistura KF e HF reage formando um interessante sal  $K[HF_2]$ , formado pelo ânion  $[H - F - H]^-$ , em que os átomos são unidos por uma ligação de 3 centros com 2 pares de elétrons envolvidos.



A mistura, então, sofre eletrólise liberando flúor gasoso.

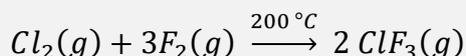


Deve-se tomar uma série de cuidados com o flúor gasoso, assim que isolado:

- a água deve ser retirada do meio reacional, tendo em vista que o flúor reage vigorosamente com ela, produzindo  $O_2$  e HF;
- os reatores não podem ser feitos de vidro, pois o flúor ataca essa substância. É comum utilizar o cobre ou uma liga de cobre e níquel. Nesse caso, embora ocorra a reação, forma-se uma película de fluoreto de cobre sobre a chapa metálica, impedindo que o  $F_2$  continue a oxidar o cobre;
- Não se pode utilizar ânodos de grafite, pois o flúor reage vigorosamente com essa substância. Normalmente, se usam ânodos de carbono desgrafitado, que é feito pulverizando-se cobre sobre o carvão.



Normalmente, quando se transporta o flúor, ele é convertido em  $ClF_3$ , que é uma substância menos perigosa e de transporte mais fácil.

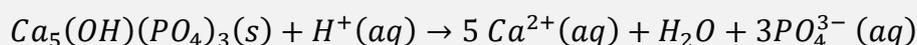


Entre as principais aplicações do flúor molecular, estão:

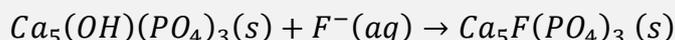
- A fabricação de criolita ( $Na_3AlF_6$ ), que é utilizada para baixar o ponto de fusão da bauxita, facilitando a sua eletrólise para a produção de alumínio;
- A fabricação de fluoretos inorgânicos, tais como  $BF_3$ , que é utilizado como catalisador em diversas reações orgânicas, pois é um ácido de Lewis, e o  $SF_6$ , que é utilizado como isolante elétrico em equipamentos de alta tensão;
- No enriquecimento de urânio, o urânio é convertido em  $UF_6$  (g), que é gasoso. O  $UF_6$  pode ser centrifugado, o que separa os isótopos  $^{235}U$  e  $^{238}U$ ;

Porém, a aplicação mais conhecida do flúor é a pasta de dente, em que é adicionado na forma de fluoreto de sódio (NaF). Em alguns casos, utiliza-se o fluoreto na própria água potável. Concentrações pequenas (cerca de 1 ppm) reduzem significativamente a incidência de cárie nos dentes. Porém, concentrações acima de 2 ppm provocam descoloração e surgimento de manchas nos dentes.

O esmalte dentário é formado por hidróxi-apatita –  $Ca_5(OH)(PO_4)_3$  – que, por ser um sal básico, pode ser atacada por ácidos, como o ácido láctico, que é produzido na fermentação bacteriana.



A acidez produzida pelas bactérias contribui para desmineralizar e dissolver os dentes. Porém, com a adição de flúor ao esmalte dentário, a hidróxi-apatita é convertida em fluorapatita.



A fluorapatita é muito mais dura que a hidróxi-apatita e não é susceptível ao ataque de ácidos. Com isso, o flúor previne a formação de cáries.

Porém, é importante ressaltar que o flúor não pode ser ingerido, tendo em vista que, em concentrações elevadas, ele é tóxico. É por isso que as pastas de dentes de crianças e de animais de estimação não contêm flúor.

## 7.2. Cloro

O cloro foi preparado pela primeira vez por Scheele, pela oxidação do  $HCl$  com  $MnO_2$ .



Como um dos subprodutos da reação é a água, o gás formado deve ser desidratado. A técnica mais simples consiste em borbulhá-lo em  $H_2SO_4$  concentrado. Porém, caso seja necessário, pode-se reduzir ainda mais a umidade por meio de uma segunda etapa, com  $CaO$  e  $P_4O_{10}$ .

Devemos lembrar que o cloro reage com a água.

- A temperaturas moderadas e diante de soluções neutras ou levemente alcalinas, o cloro se desproporciona liberando hipoclorito ( $ClO^-$ );



- A temperaturas elevadas e diante de soluções fortemente alcalinas, o cloro se desproporciona liberando clorato ( $ClO_3^-$ ).

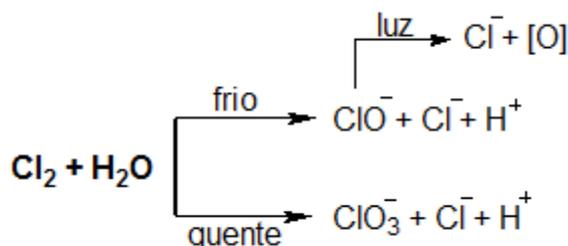


Figura 72: Reações de Desproporcionamento do Cloro diante da Água

É interessante observar, ainda, que o hipoclorito se decompõe na presença de luz liberando oxigênio nascente. Essa reação é que é responsável pelo efeito bactericida desse composto.

O próprio gás cloro ( $Cl_2$ ) é tóxico e já foi utilizado como arma química na Primeira Guerra Mundial. Numa concentração de 15 ppm, ele provoca irritação na garganta e lacrimejamento. Em concentrações maiores, provoca tosse, danos nos pulmões e até a morte.

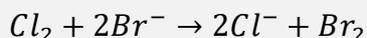
Industrialmente, o principal modo de preparação do cloro é a eletrólise do cloreto de sódio ( $NaCl$ ), que pode acontecer em:

- Meio aquoso, nesse caso, produzindo o hidróxido de sódio ( $NaOH$ );
- Meio fundido, nesse caso, produzindo o sódio metálico ( $Na$ ).

Por muito tempo, o cloro foi apenas um subproduto dessas duas eletrólises. Porém, atualmente, a demanda pelo gás aumentou consideravelmente, em especial, devido à indústria de polímeros, como o policloreto de vinila.

### 7.3. Bromo

O bromo pode ser produzido por meio da redução de brometos diante de cloro gasoso. Trata-se de uma reação de deslocamento.

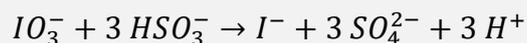


Os brometos são escassos na água do mar – concentração de 65 ppm –, porém, podem ser encontrados em concentrações bem maiores em salmouras naturais, como o Mar Morto, que contém de 2000 a 5000 ppm.

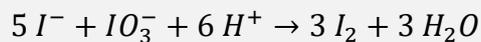
### 7.4. Iodo

O iodo pode ser extraído a partir do salitre do Chile, que é constituído essencialmente por nitrato de sódio ( $NaNO_3$ ), porém, contém pequenas quantidades de iodato de sódio ( $NaIO_3$ ) e periodato de sódio ( $NaIO_4$ ).

Uma parte do iodato é reduzida diante de bissulfato de sódio ( $NaHSO_3$ ).



A reação entre o iodato e o iodeto em meio ácido libera iodo.



O iodo é muito importante para o metabolismo dos seres vivos. Por exemplo, no ser humano, os hormônios da tireoide.

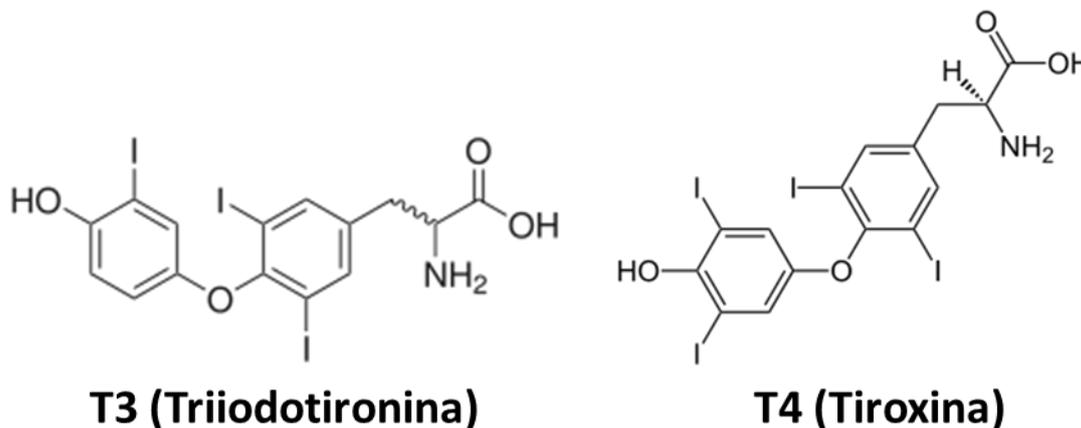


Figura 73: Fórmula Estrutural de Hormônios da Tireoide

A deficiência de iodo causa o **hipotireoidismo**, que causa redução no metabolismo, provocando sonolência, ganho de peso, intolerância ao frio e deficiência no crescimento, no caso de crianças. No Brasil, é obrigatório acrescentar iodato de sódio ao sal de cozinha como forma de prevenção a doenças da tireoide.

A propósito, deve-se tomar cuidado com o consumo exclusivo de sais especiais, como o sal do Himalaia, haja vista que esses não recebem a adição de iodo.



## 8. Lista de Questões Propostas

### CONSTANTES

Constante de Avogadro ( $N_A$ )	= $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	= $9,65 \times 10^4 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	= 22,4 L (CNTP)
Carga elementar	= $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	= $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	= $9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	= $6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	= $3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	= 2,72

### DEFINIÇÕES

Pressão:  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia:  $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  $0^\circ\text{C}$  e 760 mmHg

Condições ambientes:  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm

Condições padrão: 1 bar; concentração das soluções =  $1 \text{ mol L}^{-1}$  (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em  $\text{mol L}^{-1}$

### MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ( $\text{g mol}^{-1}$ )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ( $\text{g mol}^{-1}$ )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93



N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

### 1. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

A espectrometria de massas é uma técnica muito utilizada na Química para a determinação de fórmulas moleculares de compostos e de composição de misturas. O princípio básico dessa técnica é aquecer a amostra a temperaturas muito elevadas, induzindo à decomposição dos compostos em seus elementos químicos. O aquecimento também fará que os elementos químicos sofram transições eletrônicas, que são acompanhadas de emissão de luz.

O resultado obtido na espectrometria é o teor em massa dos diversos elementos químicos presentes na amostra. A respeito da espectrometria de massas, é INCORRETO afirmar que:

- A frequência emitida nas suas transições eletrônicas é característica do elemento químico e independe do seu número de oxidação no composto em que está presente originalmente na amostra.
- Supondo que a amostra tenha iodo nas formas  $\text{CH}_3\text{I}$  e  $\text{IO}_3^-$ , o espectrômetro é capaz de determinar o teor de iodo presente em cada uma das duas formas.
- A intensidade da luz emitida pelos elementos químicos está diretamente relacionada com o seu teor em massa presente na amostra.
- O espectrômetro é capaz de determinar o teor relativo dos isótopos  $^{15}\text{O}$  e  $^{16}\text{O}$  em uma amostra contendo oxigênio.
- Dois amostras de uma mesma solução aquosa contendo bactérias vivas foram coletadas. A primeira foi submetida imediatamente ao espectrômetro. A segunda foi mantida em um sistema fechado, porém não isolado, por tempo suficiente para que acontecessem diversas reações químicas. Quando a segunda amostra for submetida ao espectrômetro, é de se esperar exatamente o mesmo resultado.

### 2. (ITA – 2019 – 1ª Fase)

A espectroscopia de massa é um dos métodos instrumentais utilizados para determinar a fórmula molecular de um composto. Essa mesma técnica é utilizada para determinar as massas dos isótopos e suas abundâncias percentuais. Sabe-se que o átomo de bromo tem dois isótopos estáveis com massas atômicas iguais a 79 e 81 u.m.a., e abundâncias iguais a



50,7 e 49,3%, respectivamente. O espectro de massas (abundância em função da relação carga/massa) do  $\text{Br}_2$  tem seus três picos mais intensos atribuídos aos diferentes arranjos isotópicos do  $\text{Br}_2$ . Baseado nessas informações, a razão entre as intensidades relativas dos picos dos isótopos do  $\text{Br}_2$ , em ordem crescente de massa atômica, é aproximadamente:

- a) 1:1:1
- b) 1:1:2
- c) 1:2:1
- d) 1:2:2
- e) 1:2:3

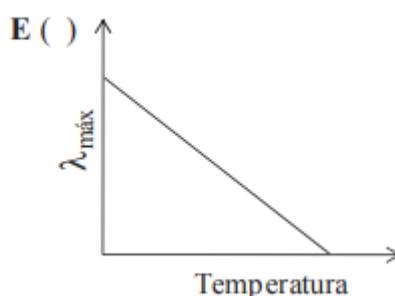
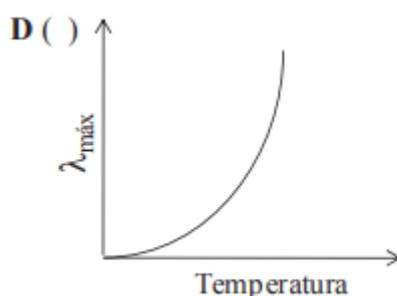
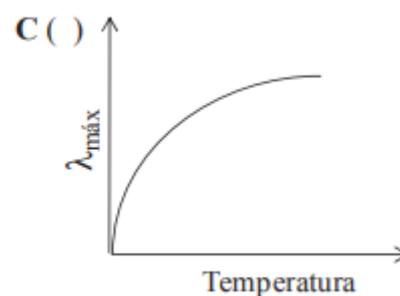
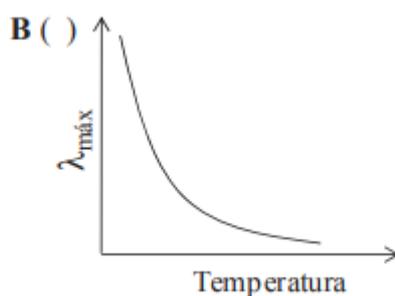
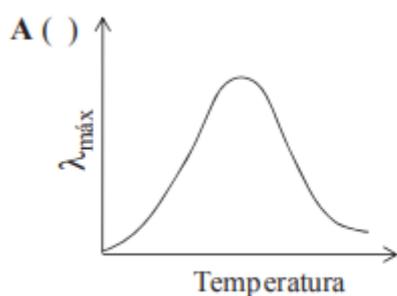
**3. (ITA SP – 2015)**

Cinco amostras idênticas de um mesmo metal são aquecidas a diferentes temperaturas até à incandescência. Assinale a opção que apresenta a cor da amostra submetida a uma maior temperatura.

- a) Vermelho
- b) Laranja
- c) Amarelo
- d) Verde
- e) Branco

**4. (ITA SP – 2015)**

Um dado material sólido em equilíbrio térmico emite radiação semelhante a de um corpo negro. Assinale a opção que apresenta a curva que expressa a relação experimental correta entre o comprimento de onda do máximo de emissão ( $\lambda_{\text{máx}}$ ) e a temperatura desse material.



**5. (ITA – 2019 – 1ª Fase)**

Considere uma pequena chapa de aço revestido com zinco (aço galvanizado) mergulhada em uma solução azul de sulfato de cobre nas condições padrão e a 25 °C. Após determinado intervalo de tempo, observa-se que a solução fica verde. Com base nessas observações e desconsiderando a presença de espécies interferentes, é ERRADO afirmar que:

- a) o aço foi corroído.
- b) o íon cobre atuou como agente oxidante preferencialmente ao oxigênio atmosférico.
- c) o zinco foi parcialmente oxidado.
- d) o zinco foi oxidado preferencialmente ao ferro.
- e) a função do zinco no aço galvanizado é oferecer proteção catódica

**6. (ITA – 2019 – 2ª Fase)**

Uma solução aquosa de água oxigenada a 3% (v/v) foi adicionada a soluções aquosas ácidas em dois experimentos diferentes. Foram observados:

I – No primeiro experimento: a adição a uma solução ácida de permanganato de potássio resultou na perda da coloração da solução, tornando-a incolor.

II – No segundo experimento: a adição a uma solução aquosa ácida de iodeto de potássio inicialmente incolor resultou em uma solução de coloração castanha.

Com base nas observações experimentais, escreva as reações químicas balanceadas para cada experimento e indique os agentes oxidantes e redutores em cada caso, quando houver.

**7. (ITA – 2019 – 2ª Fase)**

Classifique cada uma das substâncias abaixo como óxidos ácido, básico ou anfótero.

- a)  $\text{SeO}_2$
- b)  $\text{N}_2\text{O}_3$
- c)  $\text{K}_2\text{O}$
- d)  $\text{BeO}$
- e)  $\text{BaO}$

**8. (ITA – 2013)**

Assinale a alternativa CORRETA para a substância química que dissolvida em água pura produz uma solução colorida.

- a)  $\text{CaCl}_2$
- b)  $\text{CrCl}_3$
- c)  $\text{NaOH}$
- d)  $\text{KBr}$
- e)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$



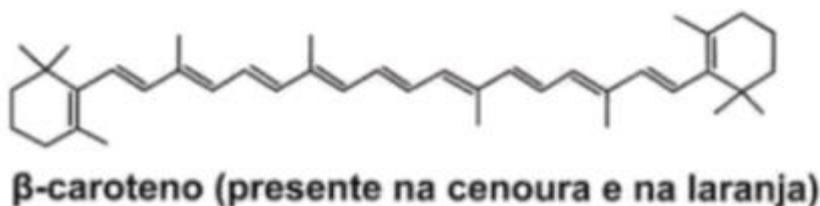
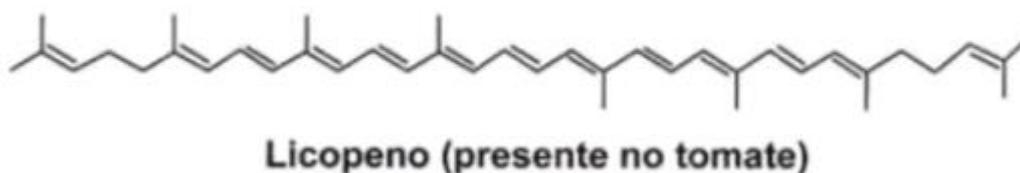
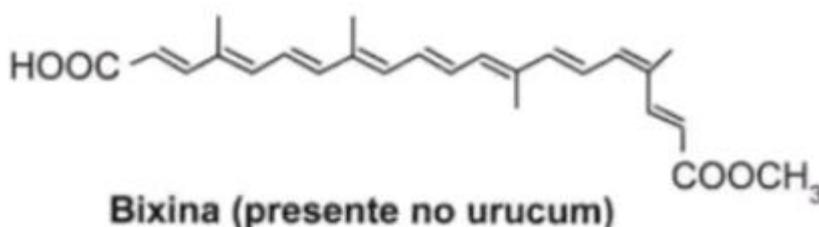
**9. (ITA – 2018)**

Uma mistura de  $\text{CuSO}_4$  anidro e  $\text{FeCl}_3$  com massa de 48,45 g é dissolvida em água e tratada com uma solução de  $\text{NaOH}$  em excesso. O precipitado formado (considere rendimento de 100%) é separado por filtração e, a seguir, é tratado com ácido nítrico a  $126 \text{ g L}^{-1}$ . São necessários  $400 \text{ cm}^3$  desse ácido para dissolver todo o precipitado.

- Escreva a(s) equação(ões) química(s) balanceada(s) que representa(m) as reações envolvidas no tratamento com  $\text{NaOH}$ .
- Escreva a(s) equação(ões) química(s) balanceada(s) que representa(m) a dissolução do precipitado com ácido nítrico.
- Determine as massas, em g, de  $\text{CuSO}_4$  anidro e de  $\text{FeCl}_3$  presentes na mistura.

**10. (ENEM – 2020)**

A utilização de corantes na indústria de alimentos é bastante difundida e a escolha por corantes naturais vem sendo mais explorada por diversas razões. A seguir, são mostradas três estruturas de corantes naturais.



HAMERSKI, L.; REZENDE, M.J.C.; SILVA, B.V. Usando as cores da natureza para atender aos desejos do consumidor: substâncias naturais como corantes na indústria alimentícia. Revista Virtual de Química, n. 3, 2013.

A propriedade comum às estruturas que confere cor a esses compostos é a presença de:

- Cadeia conjugada
- Cadeia ramificada
- Átomos de carbonos terciários
- Ligações duplas de configuração cis.
- Átomos de carbonos de hibridização  $\text{sp}^3$ .

**11. (ITA – 2017)**



Barreiras térmicas de base cerâmica são empregadas em projetos aeroespaciais. Considere os materiais a seguir:

I. BN

II.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

III.  $\text{NaN}_3$

IV.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$

V. SiC

Assinale a opção que apresenta o(s) material(is) geralmente empregado(s) como componente(s) principal(is) de barreiras térmicas em projetos aeroespaciais.

a) Apenas I e V.

b) Apenas II.

c) Apenas III.

d) Apenas III e IV.

e) Apenas V.

#### 12. (ITA – 2017)

A reação do mercúrio metálico com excesso de ácido sulfúrico concentrado a quente produz um gás mais denso do que o ar. Dois terços deste gás são absorvidos e reagem completamente com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, formando 12,6 g de um sal. A solução de ácido sulfúrico utilizada tem massa específica igual a  $1,75 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  e concentração de 80 % em massa. Assinale a alternativa que apresenta o volume consumido da solução de ácido sulfúrico, em  $\text{cm}^3$ .

a) 11

b) 21

c) 31

d) 41

e) 51

#### 13. (ITA – 2017)

Assinale a opção que indica a técnica de química analítica empregada em etilômetros (bafômetros) que utilizam dicromato de potássio.

a) Calorimetria.

b) Densimetria.

c) Fotometria.

d) Gravimetria.

e) Volumetria.

#### 14. (ITA – 2017)



Gás cloro é borbulhado em uma solução aquosa concentrada de NaOH a quente, obtendo-se dois ânions X e Y.

a) Quais são estas espécies X e Y ?

b) Com a adição de solução aquosa de nitrato de prata poder-se-ia identificar estes ânions? Justifique sua resposta utilizando equações químicas e descrevendo as características do(s) produto(s) formado(s).

### 15. (ITA – 2017)

Ambos os íons sulfeto e sulfito reagem, em meio ácido, com o íon bromato, provocando o aparecimento de uma coloração no meio reacional.

a) Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações que provocam o aparecimento de coloração no meio reacional.

b) Escreva a equação química balanceada que representa a reação envolvendo o sulfito quando há excesso do agente redutor. Nestas condições, explique o que ocorre com a coloração do meio reacional.

### 16. (ITA – 2016)

A saliva humana pode ser considerada uma solução tampão. Cite quais espécies químicas inorgânicas compõem este tampão e explique como elas atuam.

### 17. (ITA – 2017)

Com base no fato de que o esmalte dentário é sujeito à desmineralização, explique:

a) como se forma o ácido láctico na saliva humana.

b) como o ácido láctico provoca a desmineralização.

c) como a uréia contida na saliva ajuda a proteger contra a desmineralização do esmalte dentário causada pelo ácido láctico.

### 18. (ITA – 2016)

Uma amostra de 50 g de iodeto de potássio, com pureza de 83%, reage com ácido sulfúrico e dióxido de manganês. O iodo liberado nesta reação reage com fósforo vermelho e o composto resultante sofre hidrólise. Sabendo que o rendimento da primeira reação é de 80%:

a) calcule a massa de iodo produzida na primeira reação química.

b) escreva a equação química balanceada para a primeira reação química.

c) escreva a equação química balanceada para a segunda reação química.

d) escreva a equação química balanceada para a terceira reação química.

### 19. (ITA – 2016)

O ácido hipocloroso sofre, em solução aquosa, três diferentes processos de transformação que ocorrem de forma independente. Escreva as equações balanceadas que representam as reações químicas que ocorrem nas seguintes condições:

a) sob a ação da luz solar direta ou em presença de sais de cobalto como catalisador.

b) reação ocorrendo na presença de  $\text{CaCl}_2$  como substância desidratante.



c) sob ação de calor.

**20. (ITA – 2016)**

Considerando condições ambientes, assinale a opção ERRADA.

- a) Em solução aquosa,  $\text{Br}^-$  é classificado como base de Brønsted-Lowry e de Lewis.
- b) Em solução aquosa,  $\text{NH}_3$  é classificada como base de Arrhenius, de Brønsted-Lowry e de Lewis.
- c) Quando adicionado à água,  $\text{KH(s)}$  forma uma solução aquosa básica.
- d) Quando  $\text{LiCl(s)}$  é adicionado à água, a solução permanece neutra.
- e) Uma solução aquosa de  $\text{CH}_3\text{OH}$  a  $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  pode ser considerada essencialmente neutra.

**21. (ITA – 2016)**

Assinale a opção que apresenta o sal solúvel em água a  $25^\circ\text{C}$ .

- a)  $\text{CaSO}_4$
- b)  $\text{PbCl}_2$
- c)  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$
- d)  $\text{Hg}_2\text{Br}_2$
- e)  $\text{FeBr}_3$

**22. (ITA – 2016)**

Duas placas de platina são conectadas a um potenciostato e imersas em um béquer contendo uma solução aquosa de sulfato de cobre. Entre estas duas placas ocorre a passagem de corrente elétrica. Após certo tempo foi verificado que a cor azul, inicialmente presente na solução, desapareceu e que houve a liberação de um gás em uma das placas de platina. A solução, agora totalmente incolor, contém:

- a) hidróxido de cobre.
- b) sulfato de platina.
- c) hidróxido de platina.
- d) ácido sulfúrico.
- e) apenas água.

**23. (ITA – 2015)**

3,64 gramas de fosfeto de cálcio foram adicionados a uma certa quantidade de água. Após a reação completa, todo o produto gasoso formado foi recolhido em um recipiente de 8,2 mL. Calcule o valor numérico da pressão, em atm, exercida pelo produto gasoso a  $27^\circ\text{C}$ .

**24. (ITA – 2015)**



Uma amostra de ferro foi totalmente dissolvida a Fe(II) em 25,0 mL de solução aquosa ácida. A seguir, a solução de Fe(II) foi titulada com 20 mL de uma solução aquosa 0,01 mol L<sup>-1</sup> em permanganato de potássio. Baseando-se nessas informações, responda os seguintes itens:

- Qual é a equação iônica balanceada que descreve a reação de titulação?
- É necessária a adição de indicador para visualização do ponto final da titulação? Por quê?
- Qual será a variação de cor e as espécies responsáveis por essa variação no ponto de viragem.
- Qual é o valor numérico da massa (em g) de ferro na amostra dissolvida, considerando que não há interferentes na solução?

### 25. (ITA – 2013)

Por exposição à atmosfera ambiente, o hidróxido de cálcio hidratado (cal hidratada) produz um filme que é utilizado na proteção de superfícies de alvenaria em um processo denominado “caiação”. Escreva a(s) equação(ões) química(s) balanceada(s) da(s) reação(ões) que representa(m), respectivamente:

- a formação do filme acima citado, e
- o processo de produção industrial da cal hidratada.

### 26. (ITA – 2013)

Na temperatura ambiente, hidróxido de potássio sólido reage com o cloreto de amônio sólido, com a liberação de um gás. Assinale a alternativa CORRETA para o gás liberado nesta reação.

- Cl<sub>2</sub>
- H<sub>2</sub>
- HCl
- NH<sub>3</sub>
- O<sub>2</sub>

### 27. (ITA – 2013)

Assinale a alternativa CORRETA para o par de substâncias cujas soluções aquosas, ao serem misturadas, produz um precipitado amarelo.

- AlCl<sub>3</sub> e KOH.
- Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> e Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> e NaClO<sub>4</sub>.
- Pb(C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>)<sub>2</sub> e KI.
- AgNO<sub>3</sub> e NH<sub>4</sub>OH.

### 28. (ITA – 2013)

Nas condições ambientes, uma placa de ferro metálico puro é mergulhada numa solução aquosa, com pH 9 e isenta de oxigênio, preparada pelo borbulhamento de sulfeto de hidrogênio gasoso em solução alcalina. Nesta solução, o ferro é



oxidado (corroído) pelo íon hidrogenossulfeto com formação de uma camada sólida aderente e protetora sobre a superfície desse material metálico. A adição de cianeto de potássio à solução aquosa em contato com o substrato metálico protegido desestabiliza sua proteção promovendo a dissolução da camada protetora formada. Com base nessas informações, escreva as equações químicas balanceadas das reações que representam:

- a) a corrosão eletroquímica do ferro pelo íon hidrogenossulfeto, produzindo hidrogênio atômico.
- b) a dissolução da camada passiva sobre o ferro pelo íon cianeto.

### 29. (ITA – 2012)

A nitrocelulose é considerada uma substância química explosiva, sendo obtida a partir da nitração da celulose. Cite outras cinco substâncias explosivas sintetizadas por processos de nitração.

### 30. (ITA – 2011)

Em um experimento de laboratório, cloreto de alumínio, cloreto de zinco e carbonato de sódio são dissolvidos, individualmente, em três recipientes separados contendo água neutra aerada com  $\text{pH} = 7$ . Uma placa de ferro metálico é imersa em cada um dos recipientes, que são mantidos à temperatura de  $25^\circ\text{C}$ . Admitindo-se as condições experimentais apresentadas acima, são feitas as seguintes afirmações em relação à influência da hidrólise dos sais na velocidade de corrosão das placas metálicas:

- I. O cátion alumínio hidratado forma soluções aquosas que aceleram a corrosão do ferro.
- II. As soluções aquosas produzidas pela hidrólise do ânion carbonato inibem a corrosão do ferro.
- III. A corrosão do ferro é inibida pela solução aquosa formada no processo de hidrólise do cátion zinco hidratado.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S) apenas:

- a) I e II.
- b) I e III.
- c) II.
- d) II e III.
- e) III.

### 31. (ITA – 2011)

Em um processo hidrometalúrgico, conduzido nas condições ambientes, o mineral calcopirita ( $\text{CuFeS}_2$ ) é lixiviado em solução aquosa de sulfato férrico. Durante o processo, o sulfato férrico é regenerado a partir da adição de ácido sulfúrico e oxigênio gasoso a essa solução aquosa. Sabendo que a calcopirita é um semicondutor que sofre corrosão eletroquímica em meios aquosos oxidantes e, admitindo-se que esse mineral, empregado no processo de lixiviação, é quimicamente puro, escreva as equações químicas balanceadas das reações que representam:

- a) a etapa de lixiviação de  $\text{CuFeS}_2(\text{s})$  com sulfato férrico aquoso.
- b) a etapa de regeneração da quantidade exata de matéria total do sulfato férrico consumido no processo de lixiviação da etapa “a”, com adição de solução aquosa diluída de ácido sulfúrico e injeção de gás oxigênio.
- c) a reação global do processo de lixiviação da calco - pirita, considerando-se as etapas “a” e “b” acima.

### 32. (ITA – 2002)



A respeito de compostos contendo silício, qual das opções abaixo apresenta a afirmação CORRETA?

- a) Vidros são quimicamente resistentes ao ataque de hidróxido de sódio.
- b) Vidros se fundem completamente em um único valor de temperatura na pressão ambiente.
- c) Quartzo apresenta um arranjo ordenado de suas espécies constituintes que se repete periodicamente nas três direções.
- d) Vidros comerciais apresentam uma concentração de dióxido de silício igual a 100% (m/m).
- e) Quartzo é quimicamente resistente ao ataque de ácido fluorídrico.

**33. (ITA – 1998)**

Descreva um método de preparação do ácido nítrico economicamente viável e utilizado pelas indústrias químicas modernas para a produção em grande escala. Utilize equações balanceadas para representar as reações químicas que ocorrem com o emprego do método proposto.

**34. (ITA – 1998)**

Qual das opções abaixo contém a equação que representa a produção de ferro num alto forno convencional alimentado com hematita e coque?

- a)  $\text{FeS}(c) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Fe}(c) + \text{H}_2\text{S}(g)$
- b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(c) + 2\text{Al}(c) \rightarrow 2\text{Fe}(c) + \text{Al}_2\text{O}_3(c)$
- c)  $\text{Fe}_3\text{O}_4(c) + 4\text{H}_2(g) \rightarrow 3\text{Fe}(c) + 4\text{H}_2\text{O}(g)$
- d)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(c) + 3\text{CO}(g) \rightarrow 2\text{Fe}(c) + 3\text{CO}_2(g)$
- e)  $4\text{FeS}(c) + 2\text{CO}(g) \rightarrow 4\text{Fe}(c) + 2\text{CS}_2(g) + \text{O}_2(g)$

**35. (ITA – 1996)**

Descreva como se pode obter, num laboratório de química, cloridreto ( $\text{HCl}(g)$ ) a partir de cloreto de sódio sólido. De sua descrição devem constar: as outras matérias primas necessárias, o desenho esquemático da aparelhagem a ser utilizada e as equações químicas balanceadas das reações envolvidas.

**36. (ITA – 1995)**

Descreva como o hidróxido de sódio é obtido em escala industrial. Sua descrição deve incluir as matérias primas utilizadas, as equações das reações químicas envolvidas no processo, as condições de operação e o aproveitamento de eventuais subprodutos obtidos no processo.

**37. (ITA – 1994)**

Qual das opções abaixo contém a afirmação FALSA?

- a) Argônio é obtido por destilação fracionada de ar liqüefeito.
- b) Quantidades apreciáveis de hélio são obtidas a partir dos gases que saem de certos poços petrolíferos.
- c) Argônio é obtido, industrialmente, deixando passar ar por reagentes que se combinam com os outros componentes da atmosfera.



- d) Carbetto de cálcio é obtido por reação de óxido de cálcio com carbono em forno elétrico.
- e) Óxido de cálcio é obtido por aquecimento de calcário.

**38. (ITA – 2009)**

Um estudante mergulhou uma placa de um metal puro em água pura isenta de ar, a 25 °C, contida em um béquer. Após certo tempo, ele observou a liberação de bolhas de gás e a formação de um precipitado. Com base nessas informações, assinale a opção que apresenta o metal constituinte da placa.

- a) Cádmio
- b) Chumbo
- c) Ferro
- d) Magnésio
- e) Níquel

**39. (ITA – 2009)**

Um estudante imergiu a extremidade de um fio de níquel-crômio limpo em uma solução aquosa de ácido clorídrico e, a seguir, colocou esta extremidade em contato com uma amostra de um sal iônico puro. Em seguida, expôs esta extremidade à chama azulada de um bico de Bunsen, observando uma coloração amarela na chama. Assinale a opção que contém o elemento químico responsável pela coloração amarelada observada.

- a) Bário.
- b) Cobre.
- c) Lítio.
- d) Potássio.
- e) Sódio.

**40. (ITA – 2008)**

Qual das substâncias abaixo não é empregada na fabricação da pólvora negra?

- a) trinitrotolueno
- b) enxofre
- c) carvão
- d) nitrato de sódio
- e) nitrato de potássio

**41. (ITA – 2009)**

Considere os seguintes sais:

- I.  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$



II. NaCl

III. ZnCl<sub>2</sub>IV. CaCl<sub>2</sub>

Assinale a opção que apresenta o(s) sal(is) que causa(m) a desestabilização de uma suspensão coloidal estável de sulfeto de arsênio (As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>) em água.

a) Nenhum dos sais relacionados.

b) Apenas o sal I.

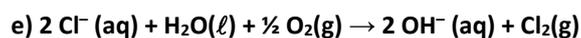
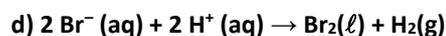
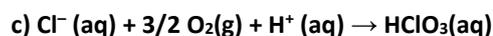
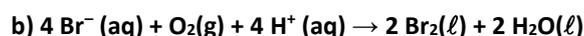
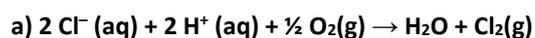
c) Apenas os sais I e II.

d) Apenas os sais II, III e IV.

e) Todos os sais.

**42. (ITA – 2008)**

Um frasco contém uma solução aquosa de brometo de sódio e outro frasco, uma solução aquosa de ácido clorídrico saturada nos gases componentes do ar atmosférico. O conteúdo de cada um dos frascos é misturado e ocorre uma reação química. Qual das opções abaixo contém a equação química que melhor representa a reação acima mencionada?

**43. (ITA – 2008)**

Qual das opções abaixo apresenta o elemento químico que é utilizado como dopante para a confecção do semicondutor tipo-p?

a) Boro

b) Fósforo

c) Enxofre

d) Arsênio

e) Nitrogênio

**44. (ITA – 2008)**

O explosivo plástico conhecido como PBX é constituído de uma parte polimérica, normalmente um poliuretano. A formação do poliuretano é atribuída à reação entre um polioliol com:

a) um isocianato.

b) uma amina.



- c) uma anilina.
- d) uma estearina.
- e) uma oleína.

**45. (UPE – 2018)**

Determinada solução aquosa, e concentrada é mantida em um frasco escuro, bem fechado e armazenado no refrigerador. Essa medida é necessária, pois uma das substâncias se decompõe mais facilmente quando está exposta à luz, uma vez que a energia, em forma de onda eletromagnética, ajuda a quebrar a barreira da energia de ativação para a sua decomposição.

Qual substância é abordada no texto?

- a) Cloro
- b) Ozônio
- c) Óxido de cobre
- d) Sulfato de ferro
- e) Peróxido de hidrogênio

**46. (ITA – 2008)**

São dadas as seguintes informações:

I. O polietileno é estável até aproximadamente 340 °C. Acima de 350 °C ele entra em combustão.

II. Para reduzir ou retardar a propagação de chama em casos de incêndio, são adicionados retardantes de chama à formulação dos polímeros.

III. O  $\text{Al}(\text{OH})_3$  pode ser usado como retardante de chama. A aproximadamente 220 °C, ele se decompõe, segundo a reação  $2 \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , cuja variação de entalpia ( $\Delta H$ ) envolvida é igual a  $1170 \text{ J g}^{-1}$

IV. Os três requisitos de combustão de um polímero são: calor de combustão, combustível e oxigênio. Os retardantes de chama interferem no fornecimento de um ou mais desses requisitos.

Se  $\text{Al}(\text{OH})_3$  for adicionado a polietileno, cite um dos requisitos de combustão que será influenciado por cada um dos parâmetros abaixo quando a temperatura próxima ao polietileno atingir 350 °C. Justifique resumidamente sua resposta.

- a) Formação de  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
- b) Formação de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- c)  $\Delta H$  de decomposição do  $\text{Al}(\text{OH})_3$

**47. (ITA – 2009)**

É descrita uma seqüência de várias etapas experimentais com suas respectivas observações:

- I. Dissolução completa de um fio de cobre em água de bromo em excesso com formação de uma solução azulada A.
- II. Evaporação completa da solução A e formação de um sólido marrom B.
- III. Aquecimento do sólido B a 500 °C, com formação de um sólido branco de  $\text{CuBr}$  e um gás marrom C.



IV. Dissolução de  $\text{CuBr}$  em uma solução aquosa concentrada de ácido nítrico, formando uma nova solução azulada D e liberação de dois gases: C e E.

V. Evaporação da solução azulada D com formação de um sólido preto F e liberação de dois gases: E e G.

VI. Reação a quente do sólido F com hidrogênio gasoso e na ausência de ar, formando um sólido avermelhado H e liberando água.

Baseando-se nesta descrição, apresente as fórmulas moleculares das substâncias B, C, E, F, G e H.

#### 48. (ITA – 2010)

Uma lâmpada incandescente comum consiste em um bulbo de vidro preenchido com um gás e de um filamento metálico que se aquece e emite luz quando percorrido por corrente elétrica. Assinale a opção com a afirmação ERRADA a respeito de características que o filamento metálico deve apresentar para o funcionamento adequado da lâmpada.

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

#### 49. (ITA – 2010)

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

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

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

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

#### 50. (UFRGS – 2015 – adaptada)

Abaixo são apresentadas as descrições de três tipos de lâmpadas disponíveis no mercado, em que os elementos são representados por números romanos.



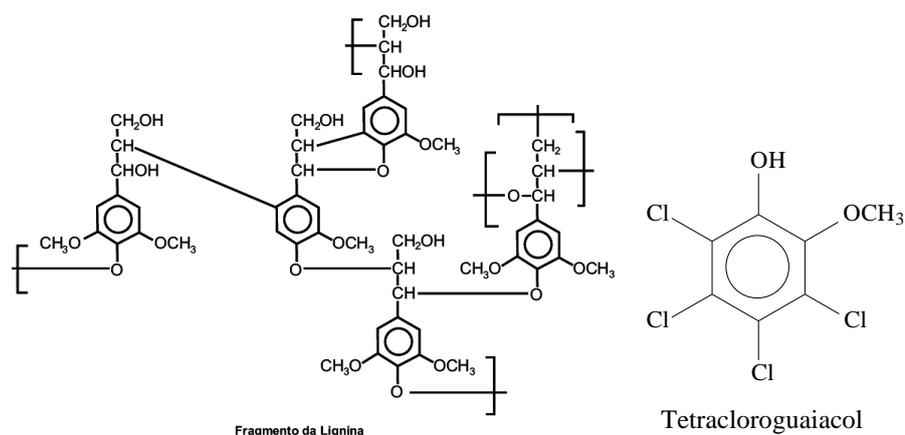
1. As lâmpadas de vapor de I emitem uma luz amarelada e são muito utilizadas em iluminação pública.
2. As lâmpadas fluorescentes são carregadas internamente com gases inertes à baixa pressão como o II. Nesse caso, o tubo de vidro é coberto internamente com um material à base de III que, quando excitado com a radiação gerada pela ionização dos gases, produz luz visível.

Os elementos I, II e III podem ser, respectivamente,

- a) sódio – argônio – mercúrio
- b) sódio – argônio – flúor
- c) potássio – nitrogênio – flúor
- d) sódio – nitrogênio – flúor
- e) potássio – criptônio – mercúrio

### 51. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O papel tem na celulose sua matéria-prima, e uma das etapas de sua produção é o branqueamento, que visa remover a lignina da celulose. Diferentes processos de branqueamento usam, por exemplo, cloro ( $\text{Cl}_2$ ), hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ), oxigênio ( $\text{O}_2$ ), ozônio ( $\text{O}_3$ ) ou peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Alguns processos de branqueamento levam à formação de compostos organoclorados. São apresentadas as estruturas de um fragmento da lignina e do tetracloroguaiacol, um dos organoclorados formados no processo de branqueamento.



SANTOS, C. P. et al. Papel: como se fabrica? Química Nova na Escola, n. 14, 2001 (adaptado).

- a) Explique com o auxílio de reações químicas como o cloro gasoso ( $\text{Cl}_2$ ) pode contribuir para a formação do tetracloroguaiacol a partir de uma molécula de orto-metóxi-fenol.
- b) Explique por que a reação do item anterior tende a substituir todos os hidrogênios da molécula do orto-metóxi-fenol.
- c) Explique como o hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ) pode reagir, de modo a liberar cloro gasoso ( $\text{Cl}_2$ ) e também contribuir para a formação do tetracloroguaiacol.

### 52. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O flúor é um elemento natural encontrado em quase toda a água e em muitos solos. É considerado como essencial devido ao seu efeito benéfico no esmalte dental, conferindo resistência máxima às cáries. É prontamente absorvido pelo trato intestinal, pulmões e pele. Sua eliminação se dá pelos rins e, em pequenas quantidades, pelas glândulas sudoríparas e tubo gastrointestinal. Com relação ao flúor, julgue os seguintes itens:

- I – Um dos minerais mais importantes do flúor é a fluorita,  $\text{MgF}_2$ .



II – Forma compostos com praticamente todos os demais elementos, incluindo os gases nobres, xenônio e radônio.

III – O ácido fluorídrico é bastante tóxico. Porém, o fluoreto de sódio, usado em cremes dentais, é atóxico.

Está(ão) CORRETA(S):

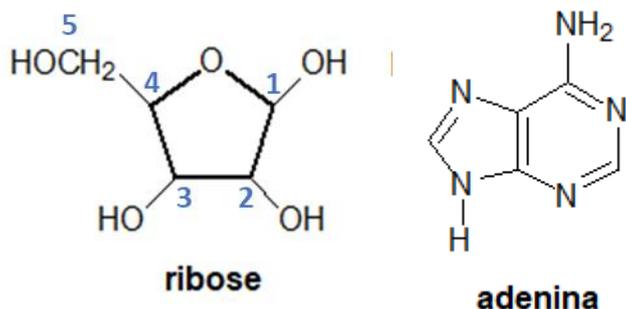
- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

**53. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Uma dica culinária interessante é sempre bater as claras dos ovos em recipientes feitos de cobre. Os íons do cobre interagem com a proteína das claras, tornando a espuma mais firme. Explique por que isso acontece.

**54. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Sendo dadas as fórmulas estruturais da adenina e da ribose, responda às seguintes perguntas sobre o fósforo:



- a) O fósforo se oxida espontaneamente em contato com o oxigênio do ar atmosférico, emitindo luz (fenômeno da fosforescência). Mostre as reações químicas envolvidas no processo e explique por que o fósforo é fosforescente, e não somente fluorescente.
- b) O fósforo é um elemento essencial para os seres vivos, fazendo parte do seu metabolismo energético, ao qual se liga à adenina e à ribose. Explique as reações químicas envolvidas no acúmulo de energia, mostrando as fórmulas estruturais dos compostos do fósforo envolvidos e indique quais as funções orgânicas presentes nesses compostos.

Obs.: No ADP, o açúcar se liga à base nitrogenada pelo carbono 1 e ao fosfato pelo carbono 5.

**55. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Michael Faraday (1791–1867), em fragmento de *A história química de uma vela*, assim descreve uma substância gasosa que preparou diante do público que assistia a sua conferência: “Podemos experimentar do jeito que quisermos, mas ela não pegará fogo, não deixará o pavio queimar e extinguirá a combustão de tudo. Não há nada que queime nela, em circunstâncias comuns. Não tem cheiro, pouco se dissolve na água, não forma solução aquosa ácida nem alcalina, e é tão indiferente a todos os órgãos do corpo humano quanto uma coisa pode ser.

Então, diriam os senhores: ‘Ela não é nada, não é digna de atenção da química. O que faz no ar?’”

- a) Qual substância gasosa foi descrita por Faraday?

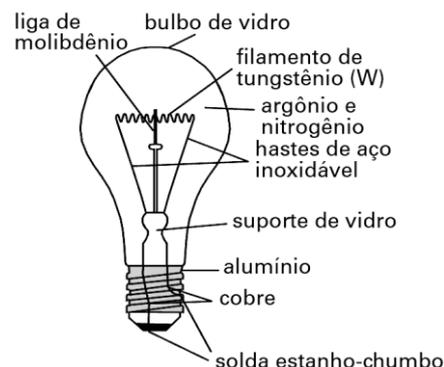


b) Embora por muito tempo tenha sido considerada quimicamente inerte, as bactérias do gênero *Rhizobium* podem convertê-la uma substância que faz parte do metabolismo de seres vivos. Qual é essa substância?

c) Embora a substância citada por Faraday seja inerte em condições ambientes, ela causa sérios problemas aos mergulhadores quando sujeitos a elevadas pressões. Cite seus efeitos sobre o corpo humano está submetido a elevadas pressões dessa substância. Proponha uma substância que possa substituí-la nos cilindros de ar de mergulhadores para evitar seus efeitos colaterais.

### 56. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

A ilustração a seguir mostra alguns componentes de uma lâmpada comum incandescente:



a) Descreva os processos de obtenção do alumínio, do vidro, do argônio e do nitrogênio.

b) Seria possível trocar a atmosfera do interior do bulbo da lâmpada por oxigênio?

### 57. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Os extintores de incêndio devem ser específicos para o tipo de incêndio que se deseja combater.

a) Exemplifique uma situação em que a água não pode ser utilizada para apagar um incêndio. Justifique a sua resposta.

b) Em algumas situações, o bicarbonato de sódio é utilizado no combate às chamas. Explique a sua ação como princípio ativo de extintores de incêndio.



## 9. Gabarito

1. B
2. C
3. E
4. B
5. C
6. discursiva
7. ácido; ácido; básico; anfótero; básico
8. B
9. discursiva
10. A
11. A
12. B
13. C
14. discursiva
15. discursiva
16. discursiva
17. discursiva
18. discursiva
19. discursiva
20. A
21. E
22. D
23. 120 atm
24. a)  $5 \text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ ;  
b) não; c) de verde para violeta; d)
25. discursiva
26. D
27. D
28. discursiva
29. discursiva
30. A
31. discursiva
32. C
33. C
34. Nula
35. discursiva
36. discursiva
37. C
38. D
39. E
40. A
41. E
42. B
43. A
44. A
45. E
46. discursiva
47. discursiva
48. B
49. E
50. A
51. discursiva
52. C
53. discursiva
54. discursiva
55. a)  $\text{N}_2$ ; b)  $\text{NH}_3$ ; c) He
56. discursiva
57. discursiva



## 10. Lista de Questões Comentadas

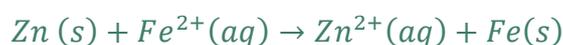
### 5. (ITA – 2019 – 1ª Fase)

Considere uma pequena chapa de aço revestido com zinco (aço galvanizado) mergulhada em uma solução azul de sulfato de cobre nas condições padrão e a 25 °C. Após determinado intervalo de tempo, observa-se que a solução fica verde. Com base nessas observações e desconsiderando a presença de espécies interferentes, é **ERRADO** afirmar que:

- a) o aço foi corroído.
- b) o íon cobre atuou como agente oxidante preferencialmente ao oxigênio atmosférico.
- c) o zinco foi parcialmente oxidado.
- d) o zinco foi oxidado preferencialmente ao ferro.
- e) a função do zinco no aço galvanizado é oferecer proteção catódica

### Comentários

A cor verde é um indicativo da formação do íon  $Fe^{2+}$ . Devemos lembrar, ainda, que, como o zinco é mais reativo que o ferro, ele seria capaz de reduzir os íons  $Fe^{2+}$ .



Portanto, a presença de zinco metálico no meio reacional anularia qualquer efeito de cor verde. Se a coloração permaneceu verde, é uma prova de que o zinco se esgotou. Portanto, é um erro afirmar que o zinco foi parcialmente oxidado. Ele foi completamente oxidado.

Vejamos as demais afirmações:

- a) A formação dos íons  $Fe^{2+}$  é uma prova de que o aço foi corroído. Afirmação correta.
- b) O cobre é um metal nobre, portanto, é capaz de oxidar tanto o ferro como o zinco.



A perda da cor azul é uma mostra de que o íon cobre se reduziu, tornando-se cobre metálico. E, de fato, a reação com o cobre é bem mais fácil do que a reação com o oxigênio atmosférico, tendo em vista que, em solução aquosa, o oxigênio encontra-se bastante diluído. Afirmação correta.

- c) Afirmação errada.



- d) O zinco é mais reativo que o ferro, portanto, se oxida preferencialmente a ele. Afirmação correta.
- e) O zinco atua como metal de sacrifício. Ele tem por objetivo transformar o ferro no cátodo de uma célula eletroquímica, como mostrado na reação a seguir.



Portanto, ainda que o ferro seja oxidado na reação, o zinco será capaz de reduzi-lo. Como o metal que se deseja proteger passou a ser o cátodo de uma célula eletroquímica, essa técnica é conhecida realmente como proteção catódica.

### Gabarito: C

#### 6. (ITA – 2019 – 2ª Fase)

Uma solução aquosa de água oxigenada a 3% (v/v) foi adicionada a soluções aquosas ácidas em dois experimentos diferentes. Foram observados:

I – No primeiro experimento: a adição a uma solução ácida de permanganato de potássio resultou na perda da coloração da solução, tornando-a incolor.

II – No segundo experimento: a adição a uma solução aquosa ácida de iodeto de potássio inicialmente incolor resultou em uma solução de coloração castanha.

Com base nas observações experimentais, escreva as reações químicas balanceadas para cada experimento e indique os agentes oxidantes e redutores em cada caso, quando houver.

#### Comentários

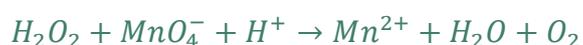
A água oxigenada se oxida facilmente com liberação de oxigênio. Ela, portanto, agirá como agente redutora nos dois experimentos.



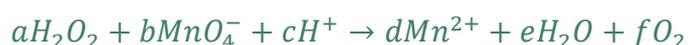
No primeiro experimento, o manganês se reduz do permanganato a íon  $\text{Mn}^{2+}$ , pois a solução é ácida, onde o potencial de oxidação do manganês é máximo.



Podemos ver, ainda, que a reação precisa de íons hidrônio no lado esquerdo para garantir o equilíbrio de cargas



Para balancear a reação, podemos utilizar o método da oxirredução. Vamos completar a reação com coeficientes genéricos.





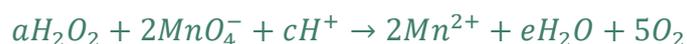
O número de elétrons ganhos é igual ao número de elétrons perdidos. O manganês ganhou 5 elétrons passando de nox +7 a +2. Já o oxigênio do  $O_2$  perdeu 1 elétron passando de nox -1 a +0. Sendo assim, temos:

$$5 \cdot b = 1 \cdot (2f)$$

$$5b = 2f$$

Logo, podemos assumir coeficientes arbitrários para facilitar

$$b = 2 \quad f = 5$$



Do lado direito, temos 4 cargas positivas. Do lado esquerdo, já temos 2 cargas negativas. Portanto, para balancear a carga, é preciso incluir mais 6 cargas positivas do lado esquerdo para balancear.



Agora, nos resta balancear os coeficientes “a” e “e”. Isso deve ser feito pelo balanço do número de átomos de hidrogênio e de oxigênio.

$$H: 2a + 6 = 2e;$$

$$O: 2a + 2 \cdot 4 = 1 \cdot e + 2 \cdot 5$$

Temos, portanto, um sistema de duas equações e duas incógnitas.

$$2a + 6 = 2e \therefore a + 3 = e$$

$$2a + 8 = e + 10 \therefore e = 2a + 8 - 10 = 2a - 2$$

Igualando as duas equações, temos

$$a + 3 = 2a - 2$$

$$2a - a = 3 + 2$$

$$a = 5$$

Agora, podemos calcular o valor do coeficiente e:

$$e = a + 3 = 5 + 3 = 8$$

Portanto, a equação balanceada é:



No experimento I, a água oxigenada age como agente redutora e o permanganato de potássio como agente oxidante.

A mudança de cor na solução se deve ao fato de que o íon permanganato ( $MnO_4^-$ ) é violeta, enquanto que o íon manganês ( $Mn^{2+}$ ) é incolor.



No experimento II, a água oxigenada será a agente oxidante e oxidará o iodeto.



Essa reação é fácil de balancear. Precisamos de dois iodetos no lado esquerdo. Para balancear a carga, precisamos de dois íons hidrônio.



Faltou apenas colocar um coeficiente 2 na água oxigenada e na água formada.



Nessa reação, a água oxigenada é o agente oxidante, enquanto que o iodeto é o agente redutor.

### Gabarito: discursiva

---

#### 7. (ITA – 2019 – 2ª Fase)

Classifique cada uma das substâncias abaixo como óxidos ácido, básico ou anfótero.

- a)  $SeO_2$
- b)  $N_2O_3$
- c)  $K_2O$
- d)  $BeO$
- e)  $BaO$

#### Comentários

Os óxidos ácidos são formados por não-metal com número de oxidação elevado. Os óxidos básicos são formados por metal com número de oxidação baixo.

$SeO_2$  e  $N_2O_3$  são óxidos ácidos por serem formados por não-metais.

$K_2O$  e  $BaO$  são óxidos básicos por serem formados por metais.

O caso do óxido de berílio é mais complicado. Esse óxido é quimicamente inerte a baixas temperaturas. No entanto, a temperaturas mais elevadas (cerca de  $800^\circ C$ ), ele pode reagir tanto com ácidos como com bases.



Esse comportamento diferente do berílio se deve ao fato de que, apesar de ser metal, o berílio está no topo da família II-A, portanto, apresenta eletronegatividade superior aos demais elementos dessa família.



O berílio não se encaixa, por exemplo, como um metal típico.

**Gabarito: ácido; ácido; básico; anfótero; básico**

---

### 8. (ITA – 2013)

Assinale a alternativa **CORRETA** para a substância química que dissolvida em água pura produz uma solução colorida.

- a)  $\text{CaCl}_2$
- b)  $\text{CrCl}_3$
- c)  $\text{NaOH}$
- d)  $\text{KBr}$
- e)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

#### Comentários

Uma solução característica é um forte indicativo da presença de um cátion de metal de transição. O único presente nas alternativas do enunciado é o cátion  $\text{Cr}^{3+}$ , que é verde.

**Gabarito: B**

---

### 9. (ITA – 2018)

Uma mistura de  $\text{CuSO}_4$  anidro e  $\text{FeCl}_3$  com massa de 48,45 g é dissolvida em água e tratada com uma solução de  $\text{NaOH}$  em excesso. O precipitado formado (considere rendimento de 100%) é separado por filtração e, a seguir, é tratado com ácido nítrico a  $126 \text{ g L}^{-1}$ . São necessários  $400 \text{ cm}^3$  desse ácido para dissolver todo o precipitado.

- a) Escreva a(s) equação(ões) química(s) balanceada(s) que representa(m) as reações envolvidas no tratamento com  $\text{NaOH}$ .
- b) Escreva a(s) equação(ões) química(s) balanceada(s) que representa(m) a dissolução do precipitado com ácido nítrico.
- c) Determine as massas, em g, de  $\text{CuSO}_4$  anidro e de  $\text{FeCl}_3$  presentes na mistura.

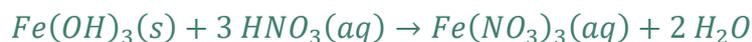
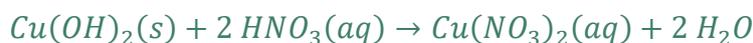
#### Comentários

- a) Em meio alcalino, as bases correspondentes aos metais de transição precipitam.





- b) Os precipitados são novamente dissolvidos quando tratados por uma solução de ácido nítrico.



- c) Pela estequiometria das reações, são necessários 2 mols de  $HNO_3$  para dissolver 1 mol de  $Cu(OH)_2$  e 3 mols para dissolver 1 mol de  $Fe(OH)_3$ .

Para evitar o excesso de notações, vamos chamar:

$$n_1 = n_{Cu(OH)_2}$$

$$n_2 = n_{Fe(OH)_3}$$

Portanto, o número de mols de ácido nítrico usados em solução é igual a:

$$n_{HNO_3} = 2 \cdot n_1 + 3 \cdot n_2$$

O número de mols de ácido nítrico pode ser calculado pela razão entre a massa da substância presente na amostra e a sua massa molar.

$$n_{HNO_3} = \frac{m_{HNO_3}}{M_{HNO_3}} = \frac{C \cdot V}{M_{HNO_3}}$$

A massa molar do ácido nítrico pode ser calculada pelas massas dos seus elementos.

$$M_{HNO_3} = 1.1 + 1.14 + 3.16 = 63 \text{ g/mol}$$

Agora, basta usar a expressão calculada anteriormente para o número de mols do ácido nítrico, lembrando-nos que o volume foi fornecido em  $cm^3$  e que  $400 \text{ cm}^3 = 0,4 \text{ L}$ .

$$n_{HNO_3} = \frac{CV}{M_{HNO_3}} = \frac{126 \cdot 0,4}{63} = 0,8 \text{ mol}$$

Sendo assim, temos uma relação importante entre os números de mols de hidróxido de cobre e de ferro(III).

$$2 \cdot n_1 + 3 \cdot n_2 = 0,8$$

Além disso, no enunciado, foi fornecido que a massa total inicial da mistura de sulfato de cobre e cloreto de ferro era igual a 48,45 g. Temos que a massa total é dada pela soma entre as massas de cada um dos sais.

$$m_{total} = m_{CuSO_4} + m_{FeCl_3}$$

$$M_{CuSO_4} \cdot n_{CuSO_4} + M_{FeCl_3} \cdot n_{FeCl_3} = 48,45$$

Vamos calcular as massas molares de cada um dos sais em apreço.



$$M_{CuSO_4} = 1.63,5 + 1.32 + 4.16 = 159,5$$

$$M_{FeCl_3} = 1.56 + 3.35,5 = 162,5$$

Portanto, temos que:

$$159,5 \cdot n_1 + 162,5 \cdot n_2 = 48,45$$

Observe que temos um sistema de duas equações e duas incógnitas.

$$(I) \quad 159,5 \cdot n_1 + 162,5 \cdot n_2 = 48,45$$

$$(II) \quad 2 \cdot n_1 + 3 \cdot n_2 = 0,8$$

Podemos recorrer ao método da adição, multiplicando a primeira equação por 2 e a segunda por 159,5.

$$(I) \quad 319 \cdot n_1 + 325 \cdot n_2 = 96,9$$

$$(II) \quad 319 \cdot n_1 + 478,5 \cdot n_2 = 127,6$$

Agora, basta subtrair (I) de (II).

$$\begin{array}{r} 319 \cdot n_1 + 325 \cdot n_2 = 96,9 \\ (-) \quad 319 \cdot n_1 + 478,5 \cdot n_2 = 127,6 \\ \hline (478,5 - 325) \cdot n_2 = 127,6 - 96,9 \end{array}$$

Vamos resolver a equação final.

$$153,5n_2 = 30,7 \therefore n_2 = \frac{30,7}{153,5} = 0,2 \text{ mol}$$

Olha só que interessante. Mesmo depois de muito trabalho algébrico com números complicados, chegamos a uma divisão exata. Uma prova de que o examinador se preocupou com o aluno que fazia a prova. Parabéns ao ITA.

Vamos calcular agora o número de mols de sulfato de cobre.

$$0,8 = 2 \cdot n_1 + 3 \cdot n_2$$

$$0,8 = 2 \cdot n_1 + 3 \cdot 0,2$$

$$0,8 = 2 \cdot n_1 + 0,6$$

$$2n_1 = 0,8 - 0,6 = 0,2$$

$$\therefore n_1 = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol}$$



Como o enunciado pediu as massas, basta multiplicar pelas massas molares.

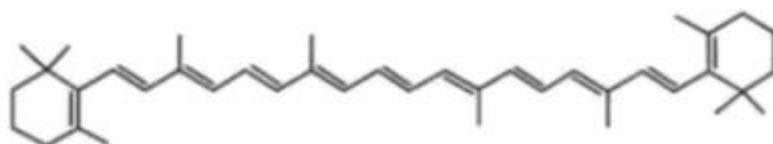
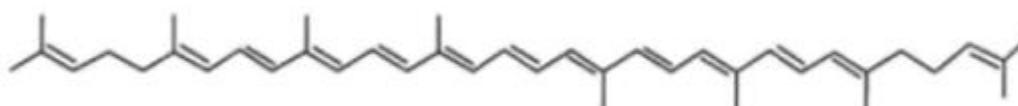
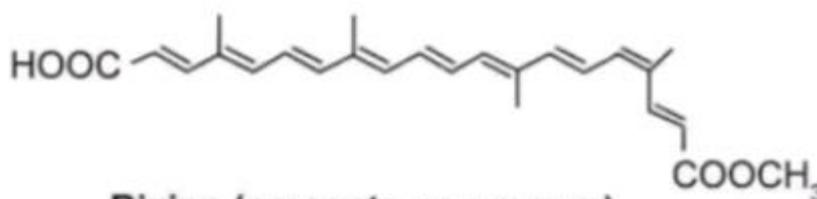
$$m_{CuSO_4} = n_{CuSO_4} \cdot M_{CuSO_4} = 0,1.159,5 = 15,95 \text{ g}$$

$$m_{FeCl_3} = n_{FeCl_3} \cdot M_{FeCl_3} = 0,2.162,5 = 32,50 \text{ g}$$

**Gabarito: discursiva**

### 10. (ENEM – 2020)

A utilização de corantes na indústria de alimentos é bastante difundida e a escolha por corantes naturais vem sendo mais explorada por diversas razões. A seguir, são mostradas três estruturas de corantes naturais.



HAMERSKI, L.; REZENDE, M.J.C.; SILVA, B.V. Usando as cores da natureza para atender aos desejos do consumidor: substâncias naturais como corantes na indústria alimentícia. *Revista Virtual de Química*, n. 3, 2013.

A propriedade comum às estruturas que confere cor a esses compostos é a presença de:

- a) Cadeia conjugada
- b) Cadeia ramificada
- c) Átomos de carbonos terciários
- d) Ligações duplas de configuração cis.



e) Átomos de carbonos de hibridização  $sp^3$ .

### Comentários

Que interessante. Eu sempre ensinei o assunto de cores na Química Orgânica visando à prova do ITA. Esperava que um dia fosse cair nesse vestibular. Porém, a questão apareceu justamente no ENEM.

Os compostos que apresenta um sistema longo de ligações simples e duplas conjugadas são coloridos.

Isso acontece, porque o sistema simples-dupla-simples cria a possibilidade de várias estruturas de ressonância, de modo que os elétrons podem saltar de uma forma menos energética para uma forma mais energética.

Portanto, os compostos com um longo sistema simples-dupla-simples têm facilidade de absorver e emitir energia eletromagnética, inclusive, na forma de luz visível.

**Gabarito: A**

---

### 11. (ITA – 2017)

**Barreiras térmicas de base cerâmica são empregadas em projetos aeroespaciais. Considere os materiais a seguir:**

I. BN

II.  $Fe_2O_3$

III.  $NaN_3$

IV.  $Na_2SiO_3$

V. SiC

**Assinale a opção que apresenta o(s) material(is) geralmente empregado(s) como componente(s) principal(is) de barreiras térmicas em projetos aeroespaciais.**

a) Apenas I e V.

b) Apenas II.

c) Apenas III.

d) Apenas III e IV.

e) Apenas V.



## Comentários

Essa é uma questão muito interessante. Quando o aluno se depara com ela, ele já fica com raiva, dizendo que o ITA quer que ele entenda de foguetes. Porém, os projetos aeroespaciais nessa questão só serviram como ilustração. Na verdade, a questão cobrou a diferença de propriedades entre os sólidos covalentes e os compostos iônicos.

No enunciado, foram propostos dois sólidos covalentes (BN e SiC) e três compostos iônicos ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NaN}_3$  e  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ).

Os sólidos covalentes apresentam altíssimos pontos de fusão e são isolantes térmicos. Portanto, são muito interessantes para a construção das barreiras térmicas.

Já os compostos iônicos apresentam menores pontos de fusão. E, quando fundidos, eles passam a conduzir o calor. Logo, não devem ser utilizados para a finalidade de barreiras térmicas em foguetes.

Portanto, mesmo nas questões que parecerem esquisitas, é possível sim encontrar alguma lógica. E esse é o papel do aluno do ITA.

## Gabarito: A

---

### 12. (ITA – 2017)

A reação do mercúrio metálico com excesso de ácido sulfúrico concentrado a quente produz um gás mais denso do que o ar. Dois terços deste gás são absorvidos e reagem completamente com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, formando 12,6 g de um sal. A solução de ácido sulfúrico utilizada tem massa específica igual a  $1,75 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  e concentração de 80 % em massa. Assinale a alternativa que apresenta o volume consumido da solução de ácido sulfúrico, em  $\text{cm}^3$ .

- a) 11
- b) 21
- c) 31
- d) 41
- e) 51

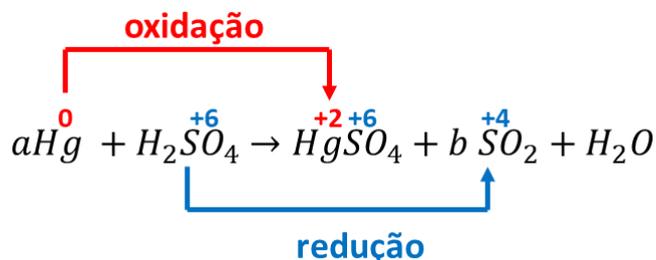
## Comentários

O mercúrio é um metal nobre, portanto, ele não desloca o hidrogênio. Logo, a única reação possível com o ácido sulfúrico é aquela em que o enxofre se reduz.





Precisamos balancear a equação. Podemos recorrer ao método da oxirredução. Para isso, devemos notar que o mercúrio se oxida, mas que nem todas as moléculas de ácido sulfúrico se reduzem. Parte do enxofre do ácido sulfúrico permanece com nox +6 na forma de  $HgSO_4$ , parte se reduz a  $SO_2$ .



Portanto, na equação do número de mols de elétrons ganhos e perdidos, devemos considerar o coeficiente do  $SO_2$ .

$$2 \cdot a = 2 \cdot b \therefore a = b$$

Podemos fazer  $a = b = 1$ .



Como temos um mercúrio à esquerda, precisamos de 1 mercúrio à direita.



Para balancear o enxofre, devemos usar o coeficiente 2  $H_2SO_4$ , pois temos dois átomos de enxofre no lado dos produtos.



Agora, basta balancear os átomos de hidrogênio.



Observe agora que o oxigênio já está balanceado. Temos 8 átomos nos reagentes e 8 átomos nos produtos.

Portanto, pela estequiometria da reação, podemos escrever:

$$\frac{n_{SO_2}}{1} = \frac{n_{H_2SO_4}}{2} \therefore n_{H_2SO_4} = 2 \cdot n_{SO_2}$$

O número de mols de  $SO_2$  liberados na reação pode ser obtido pela sua reação com o hidróxido de sódio.



$$\frac{n_{Na_2SO_3}}{1} = \frac{n_{SO_2}^*}{1}$$



O número de mols de  $\text{SO}_2$  foi marcado com asterisco, porque, de acordo com o enunciado, apenas  $2/3$  desse número de mols foram absorvidos. Portanto, podemos escrever que:

$$n_{\text{SO}_2}^* = \frac{2}{3} n_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{1} \therefore n_{\text{SO}_2} = 3 \cdot \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{2}$$

Portanto, podemos relacionar diretamente o número de mols de ácido sulfúrico que foram consumidos na oxidação do mercúrio com o número de mols de sulfito de sódio formados na titulação do  $\text{SO}_2$ .

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot n_{\text{SO}_2} = 2 \cdot \frac{3n_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{2} = 3 \cdot n_{\text{Na}_2\text{SO}_3}$$

O número de mols de uma substância química pode ser calculada pela massa da amostra dividida pela sua massa molar.

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}$$

A massa molar do sulfito de sódio pode ser obtida somando as massas molares de seus elementos.

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 2.23 + 1.32 + 3.16 = 126 \text{ g/mol}$$

Assim, chegamos ao número de mols de ácido sulfúrico presentes na solução inicial.

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_3}} = \frac{12,6}{126} = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3 \cdot n_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ mol}$$

A massa de ácido sulfúrico pode ser calculada multiplicando-se o número de mols pela massa molar.

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2.1 + 1.32 + 4.16 = 98 \text{ g/mol}$$

$$\therefore m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,3 \cdot 98 = 29,4 \text{ g}$$

Lembremos que a solução de ácido sulfúrico tenha densidade  $1,75 \text{ g/cm}^3$  e 80% de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  em massa. A massa da solução se relaciona com a densidade e o seu volume.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = dV$$

Dessa massa, apenas 80% é de ácido sulfúrico. Portanto, temos:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,80 \cdot m = 0,80 \cdot dV$$

$$\therefore V = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{0,80 \cdot d} = \frac{29,4}{0,80 \cdot 1,75} = \frac{29,4}{1,4} = 21$$



Gabarito: B

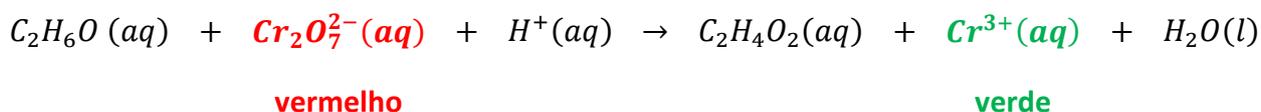
13. (ITA – 2017)

Assinale a opção que indica a técnica de química analítica empregada em etilômetros (bafômetros) que utilizam dicromato de potássio.

- a) Calorimetria.
- b) Densimetria.
- c) Fotometria.
- d) Gravimetria.
- e) Volumetria.

Comentários

O dicromato de potássio é vermelho. Quando se reduz, ele forma o íon  $\text{Cr}^{3+}$ , que é verde. Portanto, a reação pode ser percebida pela mudança de cor. Trata-se, portanto, de um caso de fotometria.



Gabarito: C

14. (ITA – 2017)

Gás cloro é borbulhado em uma solução aquosa concentrada de NaOH a quente, obtendo-se dois ânions X e Y.

- a) Quais são estas espécies X e Y ?
- b) Com a adição de solução aquosa de nitrato de prata poder-se-ia identificar estes ânions? Justifique sua resposta utilizando equações químicas e descrevendo as características do(s) produto(s) formado(s).

Comentários

- a) Quando borbulhado a quente, com solução concentrada de NaOH, o desproporcionamento do cloro é máximo, produzindo o íon clorato.



As espécies X e Y são, portanto, os íons cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) e clorato ( $\text{ClO}_3^-$ ).

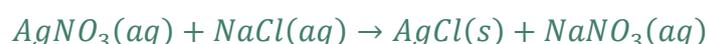


- b) Esses íons podem ser distinguidos pela solução de nitrato de prata. O cloreto de prata é insolúvel em água, mas o clorato de prata é solúvel. Lembre-se que todos os sais de cloro, bromo e iodo são solúveis, exceto:



O clorato de prata não se encontra entre as exceções, portanto, é solúvel.

Assim, a reação entre o nitrato de prata e o cloreto de prata forma um precipitado.



Porém, não se observa nenhuma reação quando se mistura o nitrato de prata com o clorato de sódio.

**Gabarito: discursiva**

**15. (ITA – 2017)**

**Ambos os íons sulfeto e sulfito reagem, em meio ácido, com o íon bromato, provocando o aparecimento de uma coloração no meio reacional.**

**a) Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações que provocam o aparecimento de coloração no meio reacional.**

**b) Escreva a equação química balanceada que representa a reação envolvendo o sulfito quando há excesso do agente redutor. Nestas condições, explique o que ocorre com a coloração do meio reacional.**

**Comentários**

- a) O aparecimento de cor é um indicativo da produção de bromo ( $Br_2$ ) ou enxofre sólido ( $S$ ), que são as principais espécies coloridas formadas pelo bromo e pelo enxofre.

O sulfeto ( $S^{2-}$ ) pode se oxidar a enxofre sólido ( $S$ ) ou a sulfato ( $SO_4^{2-}$ ). Vale ressaltar que o enxofre ( $S$ ) é bastante estável. E, por isso, é bastante razoável imaginar que a oxidação pararia nessa etapa.



Agora, basta balancear a equação.



O sulfito ( $SO_3^{2-}$ ) somente pode se oxidar a sulfato ( $SO_4^{2-}$ ), e o aparecimento de cor no meio reacional se deve à formação de bromo ( $Br_2$ ).



Agora, basta balancear a equação.



- b) Como o sulfito se oxida, ele é o agente redutor. Portanto, o excesso de sulfito fará que a oxidação do bromo continue.



Portanto, o excesso de agente redutor provocará o desaparecimento de cor no meio reacional, tendo em vista que a cor se deve ao bromo ( $Br_2$ ) e que o íon brometo ( $Br^{-}$ ) é incolor.

**Gabarito: discursiva**

---

### 16. (ITA – 2016)

**A saliva humana pode ser considerada uma solução tampão. Cite quais espécies químicas inorgânicas compõem este tampão e explique como elas atuam.**

#### Comentários

A saliva é um tampão neutro, composta principalmente por dois pares: ácido carbônico/bicarbonato ( $H_2CO_3/CO_3^{2-}$ ) e hidrogenofosfato/di-hidrogenofosfato ( $H_2PO_4^{-}/HPO_4^{2-}$ ).



As substâncias presentes na saliva contribuem para manter o pH da solução constante.

Quando a boca recebe a ação de algum ácido, os equilíbrios são deslocados para a esquerda, consumindo parte do excesso de acidez, de modo que o bicarbonato e o hidrogenofosfato se convertem em ácido carbônico e hidrogenofosfato.

Por outro lado, quando a boca recebe a ação de alguma substância alcalina, os equilíbrios são deslocados para a direita, produzindo mais íons  $H^+$ , de modo que o ácido carbônico e o hidrogenofosfato se convertem nas suas respectivas bases conjugadas: o bicarbonato e o di-hidrogenofosfato.

**Gabarito: discursiva**

---

### 17. (ITA – 2017)

**Com base no fato de que o esmalte dentário é sujeito à desmineralização, explique:**



- a) como se forma o ácido láctico na saliva humana.
- b) como o ácido láctico provoca a desmineralização.
- c) como a uréia contida na saliva ajuda a proteger contra a desmineralização do esmalte dentário causada pelo ácido láctico.

### Comentários

- a) O ácido láctico se forma devido à ação de bactérias fermentadoras.
- b) O esmalte dos dentes é formado por hidróxi-apatita ( $Ca_5(OH)(PO_4)_3$ ), que é um sal básico. Esse sal reage com íons  $H^+$  provenientes do ácido láctico, liberando os íons cálcio e fosfato em solução.



- c) A uréia é uma substância alcalina, portanto, ela reage com o excesso de ácido láctico, neutralizando-o e impedindo que ele reaja com a hidróxi-apatita.

### Gabarito: discursiva

---

### 18. (ITA – 2016)

Uma amostra de 50 g de iodeto de potássio, com pureza de 83%, reage com ácido sulfúrico e dióxido de manganês. O iodo liberado nesta reação reage com fósforo vermelho e o composto resultante sofre hidrólise. Sabendo que o rendimento da primeira reação é de 80%:

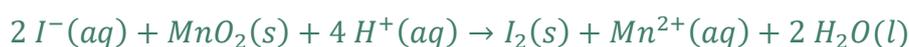
- a) calcule a massa de iodo produzida na primeira reação química.
- b) escreva a equação química balanceada para a primeira reação química.
- c) escreva a equação química balanceada para a segunda reação química.
- d) escreva a equação química balanceada para a terceira reação química.

### Comentários

- a) O dióxido de manganês em meio ácido é um agente oxidante. Portanto, o iodeto se oxidará a iodo molecular ( $I_2$ ).



Essa reação é bem fácil de balancear. Basta notar que, como são dois átomos de oxigênio nos reagentes, precisamos de 2  $H_2O$  nos produtos. Com isso, teremos  $4H^+$  nos reagentes. Para balancear a carga, precisamos do coeficiente 2  $I^-$ .





- b) Calculemos a massa de iodo presente no iodeto de potássio. Primeiramente, precisamos da massa real do sal.

$$m_{KI} = 0,83.50 = 41,5 \text{ g}$$

A massa de iodo no sal é igual ao teor de iodo multiplicado pela massa do sal.

$$m_I = (\%I) \cdot m_{KI} = \frac{1.127}{1.127 + 1.39} \cdot 41,5 = \frac{127}{166} \cdot 41,5 = 0,25.127 = 31,75 \text{ g}$$

Todo o iodo apareceu nos reagentes na forma de  $I_2$ . Portanto, devido à Lei da Conservação das Massas, a massa de iodo produzida será igual a 31,75 g.

- c) O iodo formado reage com o fósforo, formando o  $PI_3$ , composto análogo ao  $PCl_3$ .



- d) Lembre-se que as reações de hidrólise não provocam alteração no número de oxidação das substâncias. Portanto, nos compostos formados, o fósforo terá nox igual a +3 e o iodo terá nox igual a -1.

Logo, o ácido do fósforo formado será o ácido fosforoso ( $H_3PO_3$ ) e o ácido do iodo formado será o iodídrico ( $HI$ ).



**Gabarito: discursiva**

### 19. (ITA – 2016)

O ácido hipocloroso sofre, em solução aquosa, três diferentes processos de transformação que ocorrem de forma independente. Escreva as equações balanceadas que representam as reações químicas que ocorrem nas seguintes condições:

- sob a ação da luz solar direta ou em presença de sais de cobalto como catalisador.
- reação ocorrendo na presença de  $CaCl_2$  como substância desidratante.
- sob ação de calor.

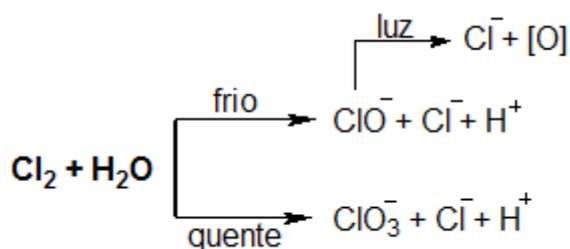
**Comentários**



FIQUE  
ATENTO!



Nas questões sobre o cloro, devemos nos lembrar do esquema.



- a) Sob a ação de luz solar direta, o ácido hipocloroso sofre decomposição, liberando oxigênio nascente.



- b) O cloreto de cálcio é uma substância fortemente desidratante, haja vista que é um sal de dissolução fortemente exotérmica.



- c) Sob a ação de calor, o ácido hipocloroso se desproporciona, liberando o ácido clórico.



**Gabarito: discursiva**

## 20. (ITA – 2016)

Considerando condições ambientes, assinale a opção ERRADA.

- a) Em solução aquosa,  $\text{Br}^-$  é classificado como base de Brønsted-Lowry e de Lewis.  
 b) Em solução aquosa,  $\text{NH}_3$  é classificada como base de Arrhenius, de Brønsted-Lowry e de Lewis.  
 c) Quando adicionado à água,  $\text{KH(s)}$  forma uma solução aquosa básica.  
 d) Quando  $\text{LiCl(s)}$  é adicionado à água, a solução permanece neutra.  
 e) Uma solução aquosa de  $\text{CH}_3\text{OH}$  a  $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  pode ser considerada essencialmente neutra.

**Comentários**



- a) O íon  $\text{Br}^-$  é sim uma base de Brønsted-Lowry, porém, fraquíssima, tendo em vista que o seu ácido conjugado é o HBr, que é um ácido muito forte.



A meu ver, a afirmação está correta.

- b) A amônia libera  $\text{OH}^-$  em meio aquoso, portanto, é uma base de Arrhenius; é capaz de receber um  $\text{H}^+$ , formando o íon amônio ( $\text{NH}_4^+$ ), portanto, é uma base de Brønsted-Lowry; e possui um par de elétrons para formar ligações dativas, portanto, é uma base de Lewis.



A reação acima se enquadra nos três conceitos. Portanto, afirmação correta.

- c) O íon hidreto reage com o cátion  $\text{H}^+$  da água, liberando gás hidrogênio.



Como há consumo de íons  $\text{H}^+(aq)$ , realmente a solução aquosa será alcalina. Afirmação correta.

- d) O cloreto de lítio é um sal de base forte e ácido forte. Portanto, a sua solução aquosa é neutra. Afirmação correta.
- e) O metanol é um ácido muito fraco, mais fraco que a água. Portanto, a sua ionização é desprezível. Logo, a afirmação está correta.

Dentre as afirmações, na hora da prova, a única que poderíamos questionar é mesmo a letra A, tendo em vista que o íon  $\text{Br}^-$  praticamente não reage como base de Brønsted-Lowry. Logo, a alternativa mais mais ou menos é mesmo a letra A.

**Gabarito: A**

## 21. (ITA – 2016)

Assinale a opção que apresenta o sal solúvel em água a 25 °C.

- a)  $\text{CaSO}_4$
- b)  $\text{PbCl}_2$
- c)  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$
- d)  $\text{Hg}_2\text{Br}_2$
- e)  $\text{FeBr}_3$

**Comentários**



Vamos fazer uma pequena revisão das principais regras de solubilidade.

- Todos os nitratos são solúveis;
- Todos os sais de metais alcalinos são solúveis;
- Todos os sais de halogênios são solúveis, exceto os seguintes:



Portanto, o  $PbCl_2$  e o  $Hg_2Br_2$  são insolúveis, mas o  $FeBr_3$  é solúvel, já que este não se encontra nas exceções.

- Todos os sulfatos são insolúveis, exceto os de alcalinos-terrosos. Portanto, o sulfato de cálcio ( $CaSO_4$ ) é insolúvel.
- Os sais dos demais ânions são insolúveis, exceto se forem de metais alcalinos ou de amônio. Portanto, o carbonato de prata ( $AgCO_3$ ) é insolúvel.

**Gabarito: E**

---

## 22. (ITA – 2016)

Duas placas de platina são conectadas a um potenciostato e imersas em um béquer contendo uma solução aquosa de sulfato de cobre. Entre estas duas placas ocorre a passagem de corrente elétrica. Após certo tempo foi verificado que a cor azul, inicialmente presente na solução, desapareceu e que houve a liberação de um gás em uma das placas de platina. A solução, agora totalmente incolor, contém:

- hidróxido de cobre.
- sulfato de platina.
- hidróxido de platina.
- ácido sulfúrico.
- apenas água.

### Comentários

Trata-se de uma questão bem difícil. Embora seja uma questão essencialmente de Eletroquímica, alguns toques de Química Descritiva podem ajudar bastante a resolver o problema.

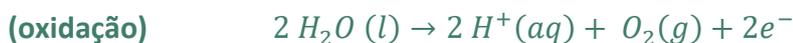
A platina é mais nobre que o cobre, portanto, não ocorrerá reação de deslocamento:



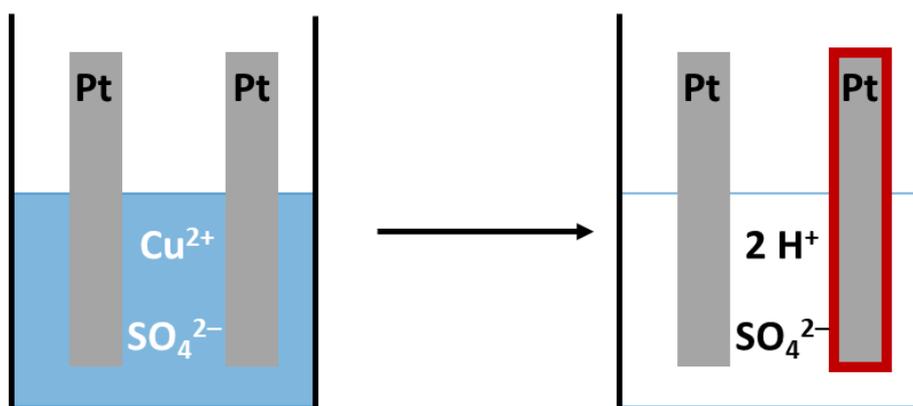
Não ocorre, porque a platina é mais nobre que o cobre.

Logo, não há nenhuma reação espontânea. Como fez-se passar corrente pela placa, conclui-se que houve uma eletrólise em meio aquoso. A platina serviu como os eletrodos da célula eletrolítica.

A liberação de gás é um indicativo da produção de gás hidrogênio ( $H_2$ ) ou oxigênio ( $O_2$ ), a depender se a água foi oxidada ou reduzida. A perda da coloração, por sua vez, é um indicativo de que os íons cobre ( $Cu^{2+}$ ) foram reduzidos. Logo, a água só pode ter se oxidado.

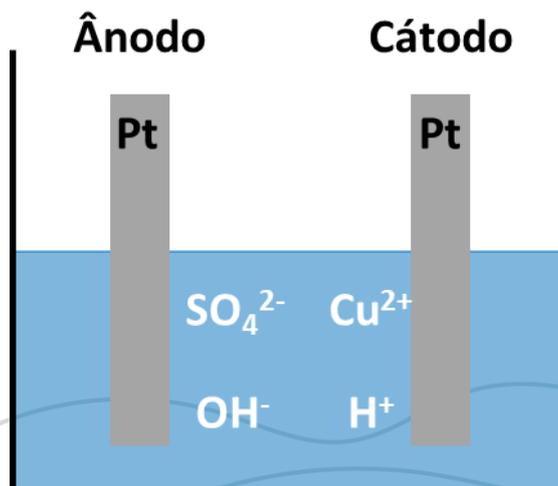


Façamos um esquema da célula eletrolítica.



Portanto, o que acontece é que os íons cobre foram substituídos por íons  $H^+$ . Portanto, o sulfato de cobre deu lugar ao ácido sulfúrico.

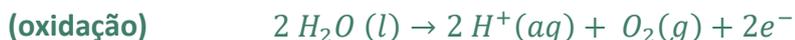
Outra forma de resolver o problema seria partir da própria eletrólise em meio aquoso.



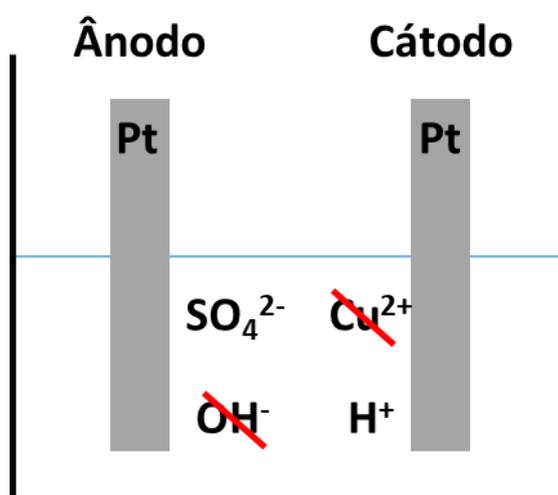


No cátodo, haverá competição entre o cobre e os íons da água. Como o cobre é um metal mais nobre que o hidrogênio, o cobre é que se reduz. E isso explica a perda de cor.

No ânodo, haverá competição entre o sulfato e os íons da água. Como o sulfato é um ânion oxigenado, é a água que se oxida. E isso explica a liberação de gás.



Portanto, eliminando os íons que reagiram da solução, temos:



Portanto, sobrou apenas ácido sulfúrico em solução.

#### Gabarito: D

#### 23. (ITA – 2015)

3,64 gramas de fosfeto de cálcio foram adicionados a uma certa quantidade de água. Após a reação completa, todo o produto gasoso formado foi recolhido em um recipiente de 8,2 mL. Calcule o valor numérico da pressão, em atm, exercida pelo produto gasoso a 27 °C.

#### Comentários

Embora o íon fosfeto seja raro, o aluno deve saber que se refere a  $P^{3-}$ . Portanto, a fórmula química do fosfeto de cálcio é  $Ca_3P_2$ .

Devemos nos lembrar que, nas reações de hidrólise, não ocorre variação de nox. Portanto, se no fosfeto de cálcio ( $Ca_3P_2$ ), o fósforo apresenta nox -3, a reação deve formar um composto do fósforo com o mesmo nox -3, que só pode ser a fosfina ( $PH_3$ ).



A fosfina é o composto gasoso liberado na reação. Podemos calcular o número de mols dela produzida pela proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{PH_3}}{2} = \frac{n_{Ca_3P_2}}{1} \therefore n_{PH_3} = 2 \cdot n_{Ca_3P_2}$$

O número de mols do fosfeto de cálcio é dado pela razão entre a massa da amostra e a massa molar.

$$n_{Ca_3P_2} = \frac{m_{Ca_3P_2}}{M_{Ca_3P_2}} = \frac{3,64}{3.40 + 2.31} = \frac{3,64}{120 + 62} = \frac{3,64}{182} = 0,02 \text{ mol}$$

Portanto, temos o número de mols de fosfina produzido.

$$n_{PH_3} = 2 \cdot n_{Ca_3P_2} = 2 \cdot 0,02 = 0,04 \text{ mol}$$

Para calcular a pressão, basta usar a Equação de Clapeyron.

$$PV = nRT \therefore P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{0,04 \cdot 0,082 \cdot (27 + 273)}{0,0082} = \frac{0,04 \cdot 0,082 \cdot 300}{0,0082} = 0,04 \cdot 10 \cdot 300 = 120$$

**Gabarito: 120 atm**

#### 24. (ITA – 2015)

Uma amostra de ferro foi totalmente dissolvida a Fe(II) em 25,0 mL de solução aquosa ácida. A seguir, a solução de Fe(II) foi titulada com 20 mL de uma solução aquosa 0,01 mol L<sup>-1</sup> em permanganato de potássio. Baseando-se nessas informações, responda os seguintes itens:

- Qual é a equação iônica balanceada que descreve a reação de titulação?
- É necessária a adição de indicador para visualização do ponto final da titulação? Por quê?
- Qual será a variação de cor e as espécies responsáveis por essa variação no ponto de viragem.
- Qual é o valor numérico da massa (em g) de ferro na amostra dissolvida, considerando que não há interferentes na solução?

#### Comentários

O permanganato de potássio em meio ácido é um poderoso agente oxidante.



verde

violeta

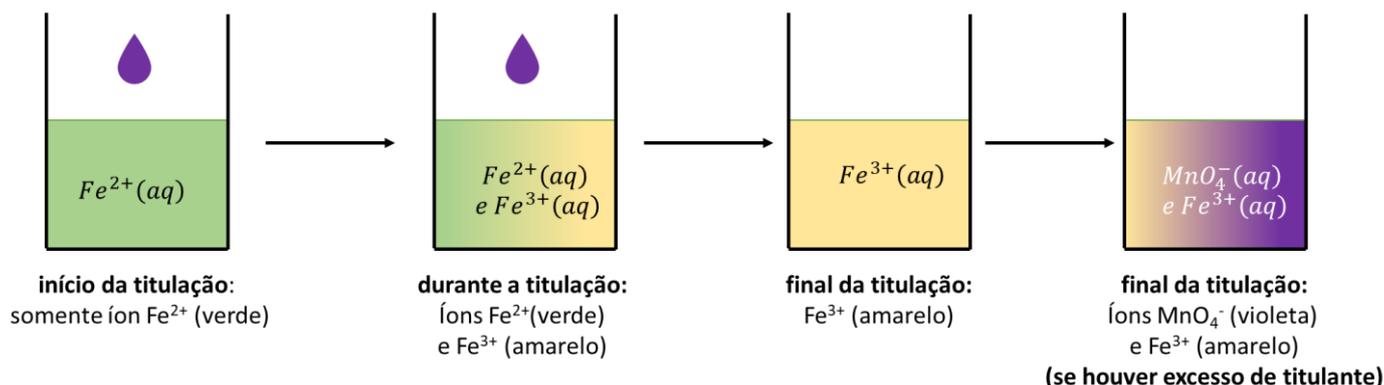
amarelo

incolor



Não há necessidade de nenhum indicador de cor para a reação, tendo em vista que a própria reação ocorrerá com mudança de cor. No início da titulação, a cor será verde, pois só existem íons  $Fe^{2+}$  presentes.

O que se deve fazer é pingar cuidadosamente o permanganato de potássio sobre a solução de íons  $Fe^{2+}(aq)$ . À medida que a reação ocorrer, notar-se-á que o meio reacional é inicialmente verde. Porém, quando se mistura o permanganato de potássio, ele vai se tornando mais amarelo.



Quando a titulação estiver completa, a cor será completamente amarela devido à presença unicamente de íons  $Fe^{3+}$ . Porém, em termos práticos, é muito difícil para o ser humano distinguir o momento exato em que isso acontece. É muito difícil distinguir o amarelo puro da transição entre verde e amarelo.

Por isso, o ser humano tenderá a continuar pingando o permanganato de potássio. Quando estiverem esgotados os íons  $Fe^{2+}$ , a cor violeta do permanganato de potássio não se perderá, tendo em vista que não haverá mais íons ferro para reagir. Portanto, o meio reacional ficará uma mistura de amarelo e violeta.

Provavelmente, será violeta, tendo em vista que a cor do permanganato de potássio é mais forte do que a cor do íon férrico.

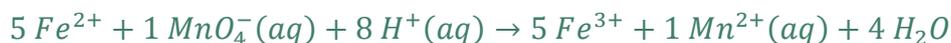
Precisamos agora balancear a equação. Para isso, devemos notar que o ferro perde 1 elétron, enquanto o manganês ganha 5. Portanto, podemos usar coeficientes cruzados – ou seja, o coeficiente do ferro será 5 e o do manganês será 1.



Note que temos 17 cargas positivas do lado dos produtos. Portanto, precisamos de 8  $H^+$  para balancear a carga global no lado dos reagentes.



Para balancear os hidrogênios, precisamos do coeficiente 4  $H_2O$ .



Observe que temos 4 átomos de oxigênio de cada lado da reação, portanto, ela está, de fato, balanceada.



Para calcular a massa de ferro presentes na titulação, devemos utilizar a proporção estequiométrica para o número de mols.

$$\frac{n_{Fe^{2+}}}{5} = \frac{n_{MnO_4^-}}{1} \therefore n_{Fe^{2+}} = 5 \cdot n_{MnO_4^-}$$

O número de mols do permanganato pode ser calculado pelas informações fornecidas da solução empregada.

$$n_{MnO_4^-} = [MnO_4^-] \cdot V = 0,010,020 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Agora, usando a proporção estequiométrica, temos:

$$n_{Fe^{2+}} = 5 \cdot 2 \cdot 10^{-4} = 10^{-3} \text{ mol}$$

Para calcular a massa original de ferro, devemos multiplicar pela massa molar.

$$m_{Fe} = 56 \cdot 10^{-3} = 0,056 \text{ g}$$

**Gabarito: a)  $5 Fe^{2+} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow 5 Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4 H_2O$ ; b) não; c) de verde para violeta; d)**

## 25. (ITA – 2013)

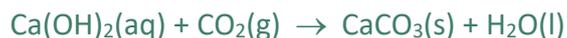
Por exposição à atmosfera ambiente, o hidróxido de cálcio hidratado (cal hidratada) produz um filme que é utilizado na proteção de superfícies de alvenaria em um processo denominado “caiação”. Escreva a(s) equação(ões) química(s) balanceada(s) da(s) reação(ões) que representa(m), respectivamente:

a) a formação do filme acima citado, e

b) o processo de produção industrial da cal hidratada.

### Comentários

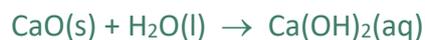
a) A formação do filme consiste em uma reação ácido-base do hidróxido de cálcio com o gás carbônico.



b) O carbonato de cálcio sofre decomposição térmica, com liberação de gases. No caso, o dióxido de carbono.



A cal virgem pode, então, receber a adição de água, formando o hidróxido de cálcio.



**Gabarito: discursiva**

---

**26. (ITA – 2013)**

Na temperatura ambiente, hidróxido de potássio sólido reage com o cloreto de amônio sólido, com a liberação de um gás. Assinale a alternativa CORRETA para o gás liberado nesta reação.

- a)  $Cl_2$
- b)  $H_2$
- c)  $HCl$
- d)  $NH_3$
- e)  $O_2$

**Comentários**

Ao reagir sais de amônio com bases fortes, forma-se o hidróxido de amônio, que se decompõe em amônia e água.

**Gabarito: D**

---

**27. (ITA – 2013)**

Assinale a alternativa CORRETA para o par de substâncias cujas soluções aquosas, ao serem misturadas, produz um precipitado amarelo.

- a)  $AlCl_3$  e  $KOH$ .
- b)  $Ba(NO_3)_2$  e  $Na_2SO_4$ .
- c)  $Cu(NO_3)_2$  e  $NaClO_4$ .
- d)  $Pb(C_2H_3O_2)_2$  e  $KI$ .
- e)  $AgNO_3$  e  $NH_4OH$ .

**Comentários**

Em geral, a presença de cor no meio reacional se deve a metais de transição. Porém, o único oferecido no enunciado é o cobre, cujo íon  $Cu^{2+}$  é azul. Além disso, não há nenhuma formação



de precipitação na reação de nitrato de cobre e perclorato de sódio, pois o perclorato de cobre é solúvel.

Mas, um dos principais casos de sais coloridos de metais representativos é justamente o iodeto de chumbo, que é um precipitado amarelo.



**Gabarito: D**

---

**28. (ITA – 2013)**

Nas condições ambientes, uma placa de ferro metálico puro é mergulhada numa solução aquosa, com pH 9 e isenta de oxigênio, preparada pelo borbulhamento de sulfeto de hidrogênio gasoso em solução alcalina. Nesta solução, o ferro é oxidado (corroído) pelo íon hidrogenossulfeto com formação de uma camada sólida aderente e protetora sobre a superfície desse material metálico. A adição de cianeto de potássio à solução aquosa em contato com o substrato metálico protegido desestabiliza sua proteção promovendo a dissolução da camada protetora formada. Com base nessas informações, escreva as equações químicas balanceadas das reações que representam:

- a) a corrosão eletroquímica do ferro pelo íon hidrogenossulfeto, produzindo hidrogênio atômico.
- b) a dissolução da camada passiva sobre o ferro pelo íon cianeto.

**Comentários**

- a) Trata-se de uma reação bem difícil, porém, o enunciado deu as dicas. O ferro se oxida, e o hidrogênio se reduz, pois há a formação de hidrogênio atômico. Já o enxofre mantém o seu número de oxidação, portanto, o hidrogenossulfeto passa a sulfeto ( $S^{2-}$ ).



Como o sulfeto de ferro é insolúvel, ocorrerá precipitação. Portanto, devemos ajustar a equação.



Agora, basta balancear a equação.



- b) O sulfeto de ferro é insolúvel, porém, os íons ferro podem ser dissolvidos pelo cianeto, formando o complexo ferrocianeto.



Portanto, o cianeto é capaz de dissolver o sulfeto de ferro por meio da seguinte reação.



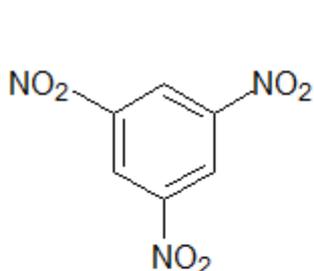
**Gabarito: discursiva**

29. (ITA – 2012)

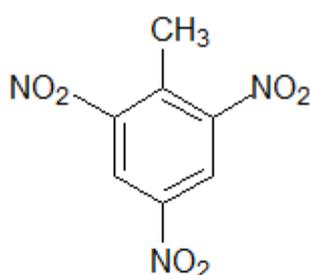
A nitrocelulose é considerada uma substância química explosiva, sendo obtida a partir da nitração da celulose. Cite outras cinco substâncias explosivas sintetizadas por processos de nitração.

**Comentários**

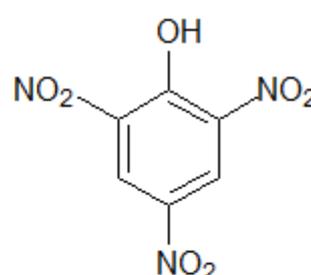
Os nitrocompostos derivados do benzeno são explosivos. Vejamos alguns exemplos:



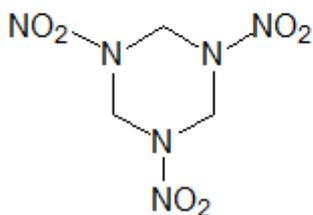
**trinitrobenzeno (TNB)**



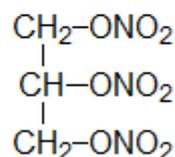
**trinitrotolueno (TNT)**



**ácido pícrico**



**N,N',N''-trinitro-trimetilenotriamina**



**trinitroglicerina**

Infelizmente, esse é o tipo de questão em que o aluno precisava conhecer várias fórmulas estruturais de compostos e ainda saber que eles são explosivos. Foi uma questão que cobrou curiosidades da Química.

**Gabarito: discursiva**

30. (ITA – 2011)

Em um experimento de laboratório, cloreto de alumínio, cloreto de zinco e carbonato de sódio são dissolvidos, individualmente, em três recipientes separados contendo água neutra aerada com pH = 7. Uma placa de ferro metálico é imersa em cada um dos recipientes, que são mantidos à temperatura de



25 °C. Admitindo-se as condições experimentais apresentadas acima, são feitas as seguintes afirmações em relação à influência da hidrólise dos sais na velocidade de corrosão das placas metálicas:

- I. O cátion alumínio hidratado forma soluções aquosas que aceleram a corrosão do ferro.
- II. As soluções aquosas produzidas pela hidrólise do ânion carbonato inibem a corrosão do ferro.
- III. A corrosão do ferro é inibida pela solução aquosa formada no processo de hidrólise do cátion zinco hidratado.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S) apenas:

- a) I e II.
- b) I e III.
- c) II.
- d) II e III.
- e) III.

#### Comentários

I – O alumínio hidratado, quando sofre hidrólise, libera íons  $H^+$  em solução, o que contribui para a corrosão do ferro.



Afirmação correta.

II – O carbonato, quando sofre hidrólise, diminui a acidez do meio, portanto, inibe a corrosão do ferro.



Afirmação correta.

III – De forma semelhante ao alumínio, o zinco hidratado também sofre hidrólise liberando íons  $H^+$ .



Afirmação correta.

Portanto, as afirmações I e II estão corretas.

**Gabarito: A**

#### 31. (ITA – 2011)



Em um processo hidrometalúrgico, conduzido nas condições ambientes, o mineral calcopirita ( $\text{CuFeS}_2$ ) é lixiviado em solução aquosa de sulfato férrico. Durante o processo, o sulfato férrico é regenerado a partir da adição de ácido sulfúrico e oxigênio gasoso a essa solução aquosa. Sabendo que a calcopirita é um semicondutor que sofre corrosão eletroquímica em meios aquosos oxidantes e, admitindo-se que esse mineral, empregado no processo de lixiviação, é quimicamente puro, escreva as equações químicas balanceadas das reações que representam:

- a) a etapa de lixiviação de  $\text{CuFeS}_2$  (s) com sulfato férrico aquoso.
- b) a etapa de regeneração da quantidade exata de matéria total do sulfato férrico consumido no processo de lixiviação da etapa “a”, com adição de solução aquosa diluída de ácido sulfúrico e injeção de gás oxigênio.
- c) a reação global do processo de lixiviação da calco - pirita, considerando-se as etapas “a” e “b” acima.

### Comentários

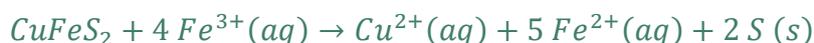
Esse é uma interessante questão em que devemos prestar bastante atenção às pistas dadas pelo enunciado. Primeiramente, notemos que a calcopirita é formada pelos íons  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{S}^{2-}$ .

a) Segundo o enunciado, a calcopirita sofre corrosão. Portanto, ela deve ser oxidada. Logo, o  $\text{Cu}^+$  deve ser oxidado a  $\text{Cu}^{2+}$  e o  $\text{S}^{2-}$  deve ser oxidado a S (s).

O interessante dessa reação é que o agente redutor é o íon férrico ( $\text{Fe}^{3+}$ ), porque o próprio enunciado diz que, no item b), esse íon é regenerado. Dessa forma, a equação não balanceada é a seguinte:



Para balancear essa reação, basta notar que o ferro ganha 1 elétron, enquanto a calcopirita perde 4 elétrons.



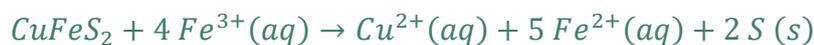
b) Agora, vamos escrever



Agora, basta balancear:



c) Para





**Gabarito: discursiva**

**32. (ITA – 2002)**

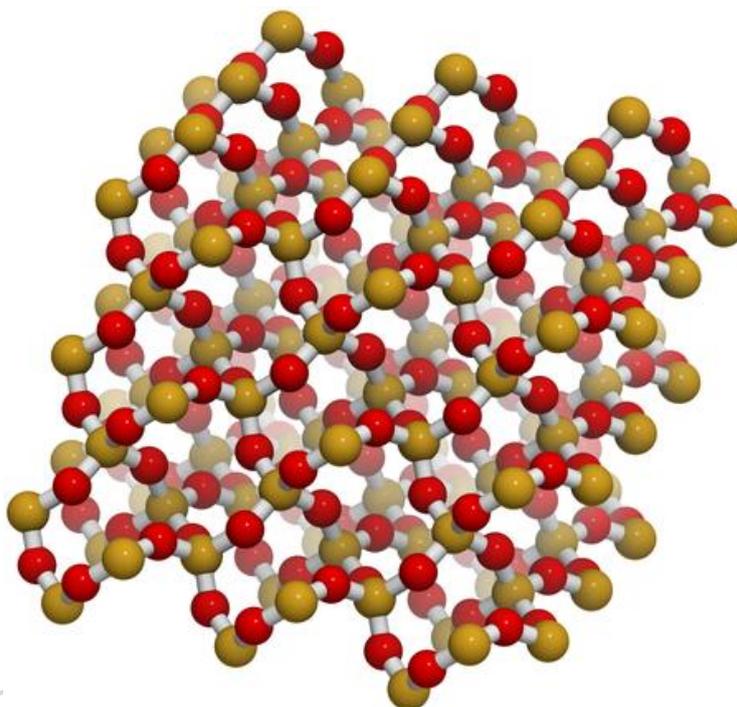
A respeito de compostos contendo silício, qual das opções abaixo apresenta a afirmação **CORRETA**?

- a) Vidros são quimicamente resistentes ao ataque de hidróxido de sódio.
- b) Vidros se fundem completamente em um único valor de temperatura na pressão ambiente.
- c) Quartzo apresenta um arranjo ordenado de suas espécies constituintes que se repete periodicamente nas três direções.
- d) Vidros comerciais apresentam uma concentração de dióxido de silício igual a 100% (m/m).
- e) Quartzo é quimicamente resistente ao ataque de ácido fluorídrico.

**Comentários**

Analisemos

- a) O vidro é formado por óxido de silício ( $\text{SiO}_2$ ), que é um óxido e
- b) Os vidros não são substâncias puras, portanto, não há que se falar em temperatura de fusão constante. Afirmação errada.
- c) De fato, o quartzo apresenta uma estrutura tridimensional. Afirmação correta.





- d) O vidro não é uma substância pura. Afirmação errada.
- e) Como visto no capítulo, o ácido fluorídrico (HF) também ataca violentamente o vidro. Afirmação errada.

**Gabarito: C**

---

### 33. (ITA – 1998)

Descreva um método de preparação do ácido nítrico economicamente viável e utilizado pelas indústrias químicas modernas para a produção em grande escala. Utilize equações balanceadas para representar as reações químicas que ocorrem com o emprego do método proposto.

#### Comentários

O ácido nítrico preparado comercialmente a partir da oxidação da amônia, que produz, em etapas intermediárias, dois óxidos bastante estáveis do nitrogênio: o monóxido de nitrogênio (NO) e o dióxido de nitrogênio (NO<sub>2</sub>).



O dióxido de nitrogênio (NO<sub>2</sub>) é um anidrido misto. Quando hidrolisado, produz uma mistura de ácido nitroso e o ácido nítrico.



**Gabarito: C**

---

### 34. (ITA – 1998)

Qual das opções abaixo contém a equação que representa a produção de ferro num alto forno convencional alimentado com hematita e coque?

- a)  $\text{FeS}(c) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Fe}(c) + \text{H}_2\text{S}(g)$
- b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(c) + 2\text{Al}(c) \rightarrow 2\text{Fe}(c) + \text{Al}_2\text{O}_3(c)$
- c)  $\text{Fe}_3\text{O}_4(c) + 4\text{H}_2(g) \rightarrow 3\text{Fe}(c) + 4\text{H}_2\text{O}(g)$
- d)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(c) + 3\text{CO}(g) \rightarrow 2\text{Fe}(c) + 3\text{CO}_2(g)$
- e)  $4\text{FeS}(c) + 2\text{CO}(g) \rightarrow 4\text{Fe}(c) + 2\text{CS}_2(g) + \text{O}_2(g)$

#### Comentários



A hematita ( $Fe_2O_3$ ) queima com o carvão liberando monóxido de carbono.



A reação citada não se encontra no enunciado. A mais próxima e que, com certeza, eu marcaria na hora da prova seria a letra D. Porém, o coque é o carvão grafite, não o monóxido de carbono (CO).

**Gabarito: Nula**

---

### 35. (ITA – 1996)

Descreva como se pode obter, num laboratório de química, cloridreto ( $HCl(g)$ ) a partir de cloreto de sódio sólido. De sua descrição devem constar: as outras matérias primas necessárias, o desenho esquemático da aparelhagem a ser utilizada e as equações químicas balanceadas das reações envolvidas.

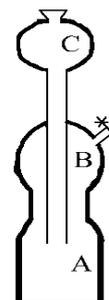
#### Comentários

Em laboratório, o cloreto de hidrogênio é preparado a partir da reação do cloreto de sódio ( $NaCl$ ) no estado sólido com o ácido sulfúrico concentrado.

Trata-se de uma reação com liberação de gases.



O ácido sulfúrico pode ser pingado com o auxílio de uma bureta e deve haver um recipiente (C) para coletar o cloreto de hidrogênio gasoso que é liberado.



**Gabarito: discursiva**

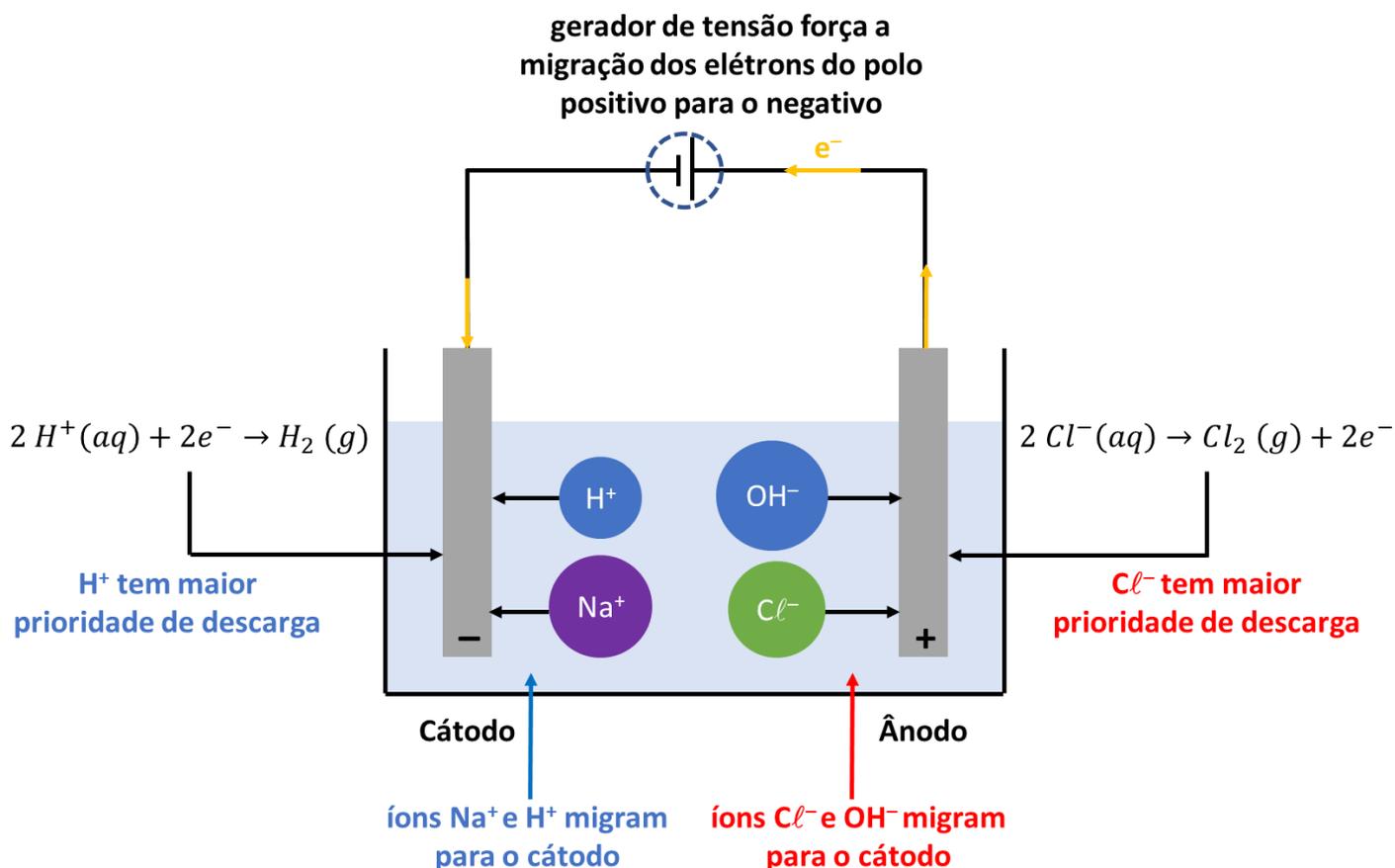
---

### 36. (ITA – 1995)

Descreva como o hidróxido de sódio é obtido em escala industrial. Sua descrição deve incluir as matérias primas utilizadas, as equações das reações químicas envolvidas no processo, as condições de operação e o aproveitamento de eventuais subprodutos obtidos no processo.

#### Comentários

Em laboratório, o cloreto de hidrogênio é preparado a partir da reação do cloreto de sódio ( $NaCl$ ) no estado sólido com o ácido sulfúrico concentrado.



Portanto, os íons  $Na^+$  e  $OH^-$  permanecem em solução. A reação global para a eletrólise é:



São liberados os gases hidrogênio e cloro, que são reagentes químicos importantes.

O hidrogênio é utilizado, por exemplo, na hidrogenação de óleos e gorduras, produzindo a margarina. Já o cloro pode ser utilizado para a produção de ácido hipocloroso, que é utilizado no tratamento de água, e também para a síntese de polímeros, como o policloreto de vinila (PVC).

**Gabarito: discursiva**

**37. (ITA – 1994)**

Qual das opções abaixo contém a afirmação FALSA?

- Argônio é obtido por destilação fracionada de ar liqüefeito.
- Quantidades apreciáveis de hélio são obtidas a partir dos gases que saem de certos poços petrolíferos.
- Argônio é obtido, industrialmente, deixando passar ar por reagentes que se combinam com os outros componentes da atmosfera.
- Carbeto de cálcio é obtido por reação de óxido de cálcio com carbono em forno elétrico.



e) Óxido de cálcio é obtido por aquecimento de calcário.

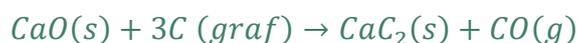
### Comentários

O argônio é o terceiro elemento mais abundante no ar seco. Por isso, ele pode ser obtido pela destilação fracionada do ar com relativa facilidade. Logo, a afirmação A está correta.

Nos poços de petróleo, é muito comum a atividade radioativa, que emite partículas alfa. Afirmação B está correta.

O argônio não é preparado por reações químicas, mas por destilação fracionada do ar liquefeito. Afirmação C está errada.

O carvão de cálcio, de fato, é produzido pela reação do CaO com o carbono grafite.



A afirmação D está correta.

Por fim, o aquecimento do calcário libera  $\text{CO}_2$  como gás.



E também libera óxido de cálcio, portanto, a afirmação E está correta.

**Gabarito: C**

---

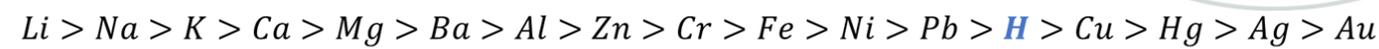
### 38. (ITA – 2009)

Um estudante mergulhou uma placa de um metal puro em água pura isenta de ar, a 25 °C, contida em um béquer. Após certo tempo, ele observou a liberação de bolhas de gás e a formação de um precipitado. Com base nessas informações, assinale a opção que apresenta o metal constituinte da placa.

- a) Cádmi
- b) Chumbo
- c) Ferro
- d) Magnésio
- e) Níquel

### Comentários

A chave para essa questão é que o meio reacional foi **água pura isenta de ar**. Pela fila de reatividade dos metais, sabemos que:



**Metais Alcalinos e Alcalinos-Terrosos:**  
reagem com a água pura ( $H_2O$ )

**Metais Comuns:** não reagem com a água pura ( $H_2O$ ), mas reagem com a água aerada e com ácidos

**Metais Nobres:** não reagem nem com a água nem com ácidos

Somente os metais alcalinos e alcalino-terrosos reagem com a água pura, isenta de ar. Logo, o magnésio é o metal empregado na questão.

**Gabarito: D**

### 39. (ITA – 2009)

Um estudante imergiu a extremidade de um fio de níquel-crômio limpo em uma solução aquosa de ácido clorídrico e, a seguir, colocou esta extremidade em contato com uma amostra de um sal iônico puro. Em seguida, expôs esta extremidade à chama azulada de um bico de Bunsen, observando uma coloração amarela na chama. Assinale a opção que contém o elemento químico responsável pela coloração amarelada observada.

- a) Bário.
- b) Cobre.
- c) Lítio.
- d) Potássio.
- e) Sódio.

### Comentários

Quando queimados pelo Bico de Bunsen, os cátions metálicos da questão exibem chama de cor:

Cátion	Cor da Chama
Bário	Verde-amarelado
Cobre	Verde
Lítio	Vermelho-Carmim
Potássio	Violeta
Sódio	Amarela

Logo, a chama amarela é um indicativo da presença de íons sódio.



**Gabarito: E**

---

**40. (ITA – 2008)**

Qual das substâncias abaixo não é empregada na fabricação da pólvora negra?

- a) trinitrotolueno
- b) enxofre
- c) carvão
- d) nitrato de sódio
- e) nitrato de potássio

**Comentários**

A pólvora negra é composta por nitratos de sódio e potássio, carvão e enxofre. Não contém trinitrotolueno.

A propósito, o trinitrotolueno (TNT) é um explosivo bem mais recente, sintetizado por Alfred Nobel. Graças ao TNT, Nobel fez fortuna, mas ficou triste por ver sua invenção ter sido usada nas guerras.

Nobel, então, resolveu criar uma fundação e distribuir um prêmio aos cientistas que descobrissem tecnologias que fossem usadas para o bem da humanidade.

**Gabarito: A**

---

**41. (ITA – 2009)**

Considere os seguintes sais:

- I.  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- II.  $\text{NaCl}$
- III.  $\text{ZnCl}_2$
- IV.  $\text{CaCl}_2$

Assinale a opção que apresenta o(s) sal(is) que causa(m) a desestabilização de uma suspensão coloidal estável de sulfeto de arsênio ( $\text{As}_2\text{S}_3$ ) em água.

- a) Nenhum dos sais relacionados.
- b) Apenas o sal I.



- c) Apenas os sais I e II.  
d) Apenas os sais II, III e IV.  
e) Todos os sais.

### Comentários

A adição de qualquer cristal provoca a precipitação de uma solução super-saturada. Portanto, todos os sais provocam o efeito citado.

**Gabarito: E**

---

### 42. (ITA – 2008)

Um frasco contém uma solução aquosa de brometo de sódio e outro frasco, uma solução aquosa de ácido clorídrico saturada nos gases componentes do ar atmosférico. O conteúdo de cada um dos frascos é misturado e ocorre uma reação química. Qual das opções abaixo contém a equação química que melhor representa a reação acima mencionada?

- a)  $2 \text{Cl}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 (\text{g})$   
b)  $4 \text{Br}^- (\text{aq}) + \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Br}_2 (\ell) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$   
c)  $\text{Cl}^- (\text{aq}) + 3/2 \text{O}_2 (\text{g}) + \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{HClO}_3 (\text{aq})$   
d)  $2 \text{Br}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2 (\ell) + \text{H}_2 (\text{g})$   
e)  $2 \text{Cl}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{OH}^- (\text{aq}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

### Comentários

O íon brometo pode ser oxidado pelo oxigênio em meio ácido. A importância do ácido clorídrico é justamente fornecer os íons  $\text{H}^+$  para que a reação se processe.

O ar atmosférico é apenas um agente oxidante fraco, portanto, não é de se esperar que a oxidação vá além do nível de bromo molecular ( $\text{Br}_2$ ).



**Gabarito: B**

---

### 43. (ITA – 2008)

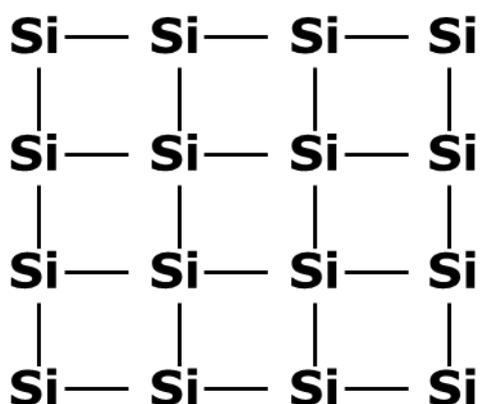
Qual das opções abaixo apresenta o elemento químico que é utilizado como dopante para a confecção do semicondutor tipo-p?



- a) Boro
- b) Fósforo
- c) Enxofre
- d) Arsênio
- e) Nitrogênio

### Comentários

O silício puro forma uma estrutura semelhante ao diamante, que pode ser representada simplificada pela forma planificada.



**Figura 74: Estrutura do Silício Planificada**

Na estrutura do silício, os elétrons estão todos presos nas ligações químicas mostradas na Figura 74. Por isso, a sua condutividade elétrica na temperatura ambiente é  **muito baixa**. No entanto, a condutividade do silício pode ser significativamente melhorada, quando adicionadas ao cristal impurezas, denominadas **dopantes**.

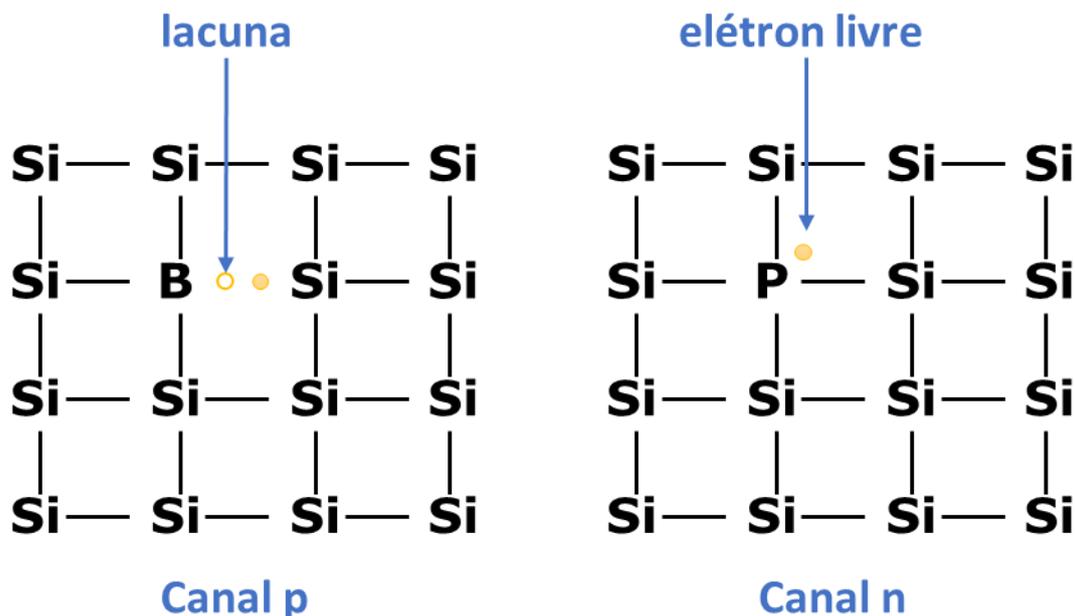


Figura 75: Dopantes no Silício

Os dopantes podem ser de dois tipos:

- **Tipo p (positivo):** O elemento deve ter três elétrons de valência (um a menos que o silício), como o boro e o gálio. Nesse caso, ao introduzir o dopante na estrutura do cristal, cria-se uma lacuna, que pode receber elétrons. O dopante tipo p, portanto, é um doador de lacunas;
- **Tipo n (negativo):** O elemento deve ter cinco elétrons de valência (um a mais que o silício), como o fósforo e o arsênio. Ao introduzir o dopante na estrutura do cristal, ele fica com um elétron livre, que pode ganhar movimento e gerar corrente elétrica. O dopante tipo n, portanto, é um doador de elétrons.

Portanto, o boro pode ser usado como dopante do tipo p.

**Gabarito: A**

44. (ITA – 2008)

O explosivo plástico conhecido como PBX é constituído de uma parte polimérica, normalmente um poliuretano. A formação do poliuretano é atribuída à reação entre um poliálcool com:

- um isocianato.
- uma amina.
- uma anilina.
- uma estearina.
- uma oleína.



Gabarito: A

---

45. (UPE – 2018)

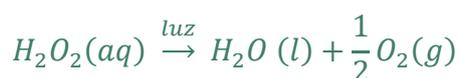
Determinada solução aquosa, e concentrada é mantida em um frasco escuro, bem fechado e armazenado no refrigerador. Essa medida é necessária, pois uma das substâncias se decompõe mais facilmente quando está exposta à luz, uma vez que a energia, em forma de onda eletromagnética, ajuda a quebrar a barreira da energia de ativação para a sua decomposição.

Qual substância é abordada no texto?

- a) Cloro
- b) Ozônio
- c) Óxido de cobre
- d) Sulfato de ferro
- e) Peróxido de hidrogênio

**Comentários**

Os peróxidos se decompõem com facilidade diante de luz, porque a ligação O – O é fraca.

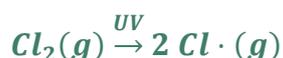


Portanto, o peróxido de hidrogênio deve ser mantido nas condições citadas.

O ozônio também se decompõe com facilidade e poderia confundir o aluno. Porém, nesse caso, as prevenções citadas não seriam suficientes, tendo em vista que a decomposição da molécula não requer luz, mas poderia ser acelerada por luz ultravioleta.



A molécula de cloro também pode ser quebrada luz, porém, ela deve ser ultra-violeta e mais intensa. É o que é feito na cloração de alcanos.



Os compostos iônicos (CuO e FeSO<sub>4</sub>), por sua vez, são estáveis e não sofrem decomposição pela incidência de luz.

Gabarito: E

---

**46. (ITA – 2008)**

São dadas as seguintes informações:

I. O polietileno é estável até aproximadamente 340 °C. Acima de 350 °C ele entra em combustão.

II. Para reduzir ou retardar a propagação de chama em casos de incêndio, são adicionados retardantes de chama à formulação dos polímeros.

III. O  $\text{Al}(\text{OH})_3$  pode ser usado como retardante de chama. A aproximadamente 220 °C, ele se decompõe, segundo a reação  $2 \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , cuja variação de entalpia ( $\Delta H$ ) envolvida é igual a  $1170 \text{ J g}^{-1}$

IV. Os três requisitos de combustão de um polímero são: calor de combustão, combustível e oxigênio. Os retardantes de chama interferem no fornecimento de um ou mais desses requisitos.

Se  $\text{Al}(\text{OH})_3$  for adicionado a polietileno, cite um dos requisitos de combustão que será influenciado por cada um dos parâmetros abaixo quando a temperatura próxima ao polietileno atingir 350 °C. Justifique resumidamente sua resposta.

a) Formação de  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

b) Formação de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

c)  $\Delta H$  de decomposição do  $\text{Al}(\text{OH})_3$

**Comentários**

A formação de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  cobrirá o polietileno, impedindo que entre em contato com o oxigênio do ar. Reduz, portanto, o suprimento do combustível.

A formação de vapor de água diminui a pressão parcial de oxigênio logo acima do polietileno, reduzindo, portanto, o suprimento do comburente.

Já o fato de a decomposição ser exotérmica retira o calor gerado pela combustão. Vale lembrar que as combustões envolvem elevada energia de ativação. E, por isso, elas precisam de suprimento contínuo de calor para que a reação continue.

A decomposição exotérmica afeta o calor liberado na combustão, diminuindo o calor disponível para que o polímero continue queimado.

**Gabarito: discursiva**

---

**47. (ITA – 2009)**

É descrita uma seqüência de várias etapas experimentais com suas respectivas observações:

I. Dissolução completa de um fio de cobre em água de bromo em excesso com formação de uma solução azulada A.



II. Evaporação completa da solução A e formação de um sólido marrom B.

III. Aquecimento do sólido B a 500 °C, com formação de um sólido branco de CuBr e um gás marrom C.

IV. Dissolução de CuBr em uma solução aquosa concentrada de ácido nítrico, formando uma nova solução azulada D e liberação de dois gases: C e E.

V. Evaporação da solução azulada D com formação de um sólido preto F e liberação de dois gases: E e G.

VI. Reação a quente do sólido F com hidrogênio gasoso e na ausência de ar, formando um sólido avermelhado H e liberando água.

Baseando-se nesta descrição, apresente as fórmulas moleculares das substâncias B, C, E, F, G e H.

### Comentários

Vamos às reações.

I – A reação do cobre com o bromo formará o brometo de cobre.

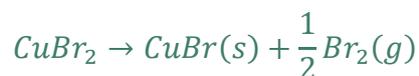


Portanto, a solução é azul devido à presença de íon cobre ( $\text{Cu}^{2+}$ ). Não se pode supor que haveria desprendimento de gás hidrogênio, pois o cobre é um metal nobre.

II – A evaporação completa da solução A deixará o brometo de cobre no estado sólido, que é o sólido B marrom.



III – O aquecimento de B provocará a liberação de gás bromo, que é marrom.

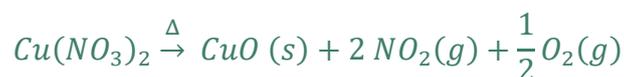


IV – O ácido nítrico é um poderoso agente oxidante, portanto, oxidará o cobre a  $\text{Cu}^{2+}$  e o bromo a  $\text{Br}_2$ .



Foi liberado o gás C ( $\text{Br}_2$ ) e o gás E é o  $\text{NO}_2$ . A solução azulada se deve à formação de nitrato de cobre.

V – O aquecimento da solução provocará a decomposição do íon nitrato, liberando dióxido de nitrogênio ( $\text{NO}_2$ ).





O gás G, portanto, é o oxigênio (O<sub>2</sub>). E o sólido F é o óxido de cobre (CuO).

VI – Por fim, o cobre é mais nobre que o hidrogênio, portanto, sofre reação de deslocamento.



O sólido vermelho H é o próprio metal cobre.

**Gabarito: discursiva**

---

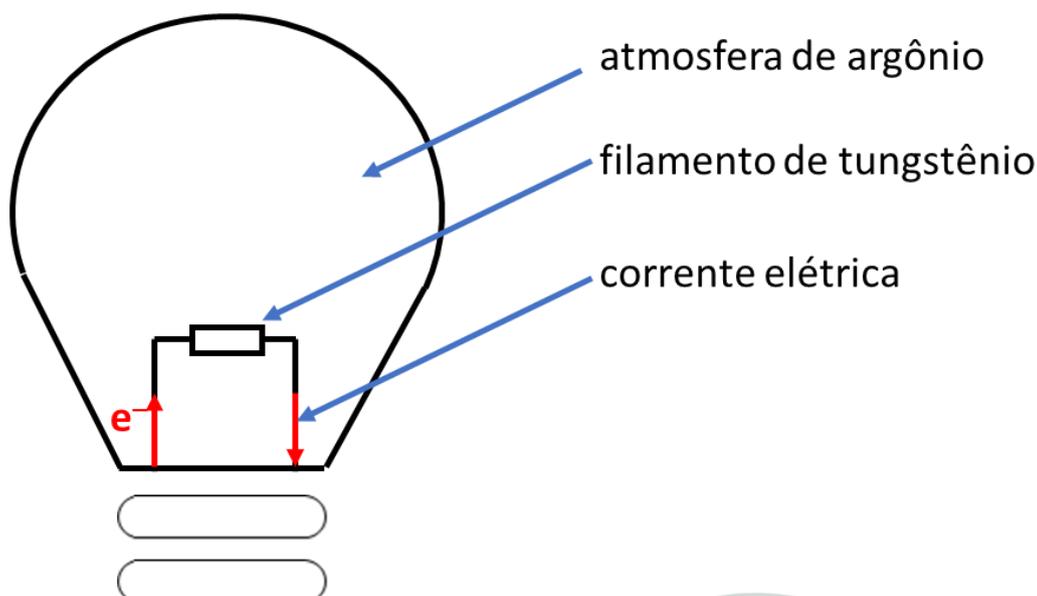
**48. (ITA – 2010)**

Uma lâmpada incandescente comum consiste em um bulbo de vidro preenchido com um gás e de um filamento metálico que se aquece e emite luz quando percorrido por corrente elétrica. Assinale a opção com a afirmação ERRADA a respeito de características que o filamento metálico deve apresentar para o funcionamento adequado da lâmpada.

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

**Comentários**

Na lâmpada incandescente, o filamento metálico recebe uma corrente elétrica e sofre transições eletrônicas. Por causa dessas transições eletrônicas, ele exibe luz.





Como a lâmpada aquece bastante, o filamento, portanto, deve ser construído com um metal de elevado ponto de fusão. Logo, a letra A está correta.

Na lâmpada incandescente, o metal não pode vaporizar, porque a condutividade acontece no próprio filamento. O metal no estado gasoso não seria capaz de conduzir eletricidade. Logo, a letra B está errada.

Um condutor ideal não apresentaria dissipação de energia elétrica. E a própria emissão de luz é uma forma de dissipação de energia. Portanto, o filamento deve ser construído com um material que apresenta certa resistência à passagem de corrente elétrica. Logo, a letra C está correta.

De fato, não pode haver reação entre o metal do filamento e o gás do tubo. Se isso acontecesse, o metal do filamento perderia a sua característica metálica. Por isso, costuma-se utilizar argônio na lâmpada, pois é um gás nobre pouco reativo. Afirmação D está correta.

Como o filamento é formado por fios bem finos, de fato, o metal deve ser fino. Afirmação E está correta.

**Gabarito: B**

---

#### 49. (ITA – 2010)

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

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

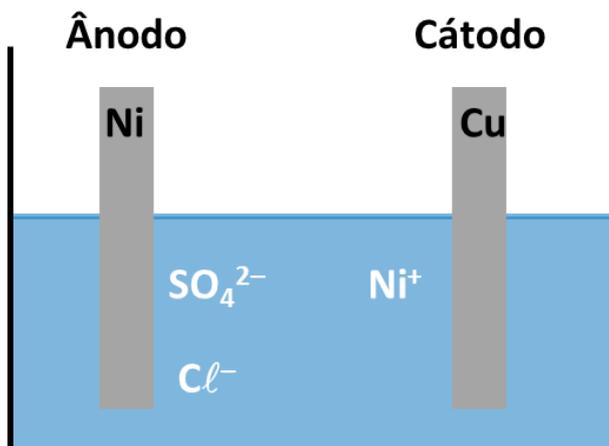
Com relação ao processo de eletrodeposição acima descrito, assinale a opção **CORRETA**.

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

#### Comentários



Como dito pelo enunciado, ocorre a redução do íon níquel ( $Ni^{2+}$ ) no eletrodo de cobre. Portanto, esse eletrodo é o cátodo. O ânodo será, portanto, o eletrodo de níquel.



No ânodo, haverá competição pela oxidação entre os íons cloreto, sulfato e o próprio níquel. Certamente, o níquel é que se oxida com mais facilidade. Portanto, a reação no ânodo é:



Sendo assim, não há formação de nenhum tipo de gás nem de cobre. Apenas ocorre redução do níquel o cátodo e oxidação do mesmo metal no ânodo.

Também não haverá precipitação do níquel, haja vista que a concentração do íon  $Ni^{2+}$  permanecerá constante.

**Gabarito: E**

**50. (UFRGS – 2015 – adaptada)**

Abaixo são apresentadas as descrições de três tipos de lâmpadas disponíveis no mercado, em que os elementos são representados por números romanos.

1. As lâmpadas de vapor de I emitem uma luz amarelada e são muito utilizadas em iluminação pública.
2. As lâmpadas fluorescentes são carregadas internamente com gases inertes à baixa pressão como o II. Nesse caso, o tubo de vidro é coberto internamente com um material à base de III que, quando excitado com a radiação gerada pela ionização dos gases, produz luz visível.

Os elementos I, II e III podem ser, respectivamente,

- a) sódio – argônio – mercúrio



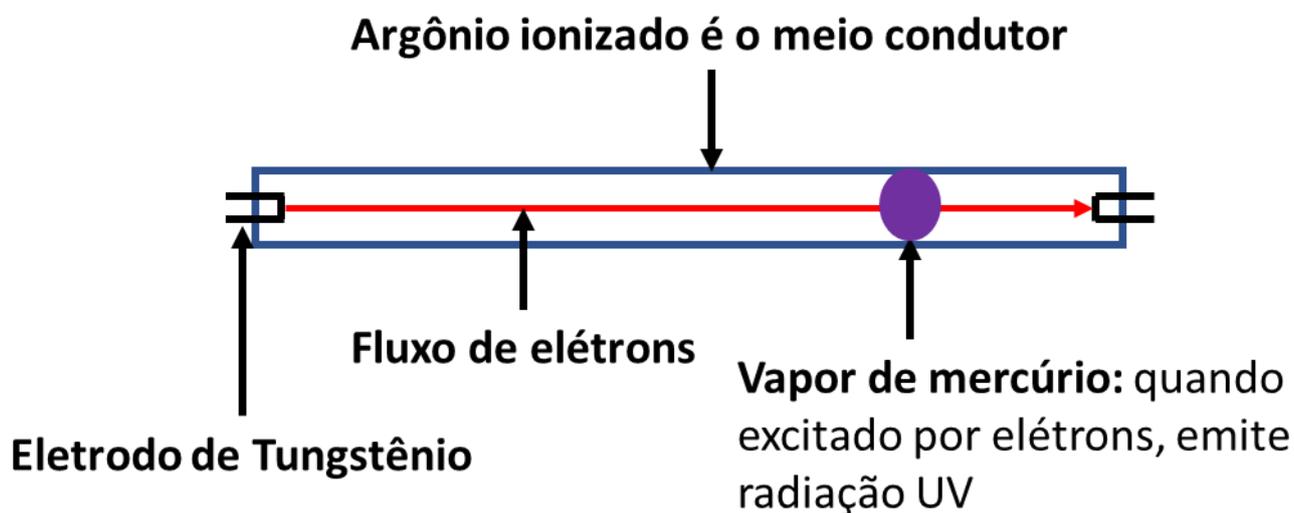
- b) sódio – argônio – flúor
- c) potássio – nitrogênio – flúor
- d) sódio – nitrogênio – flúor
- e) potássio – criptônio – mercúrio

### Comentários

Vamos identificar as substâncias.

1 – A lâmpada de sódio emite uma luz amarela característica. Portanto, o elemento I é o sódio.

2 – As lâmpadas fluorescentes funcionam à base de argônio, que é o meio condutor, e vapor de mercúrio, que se excita liberando energia luminosa fria.

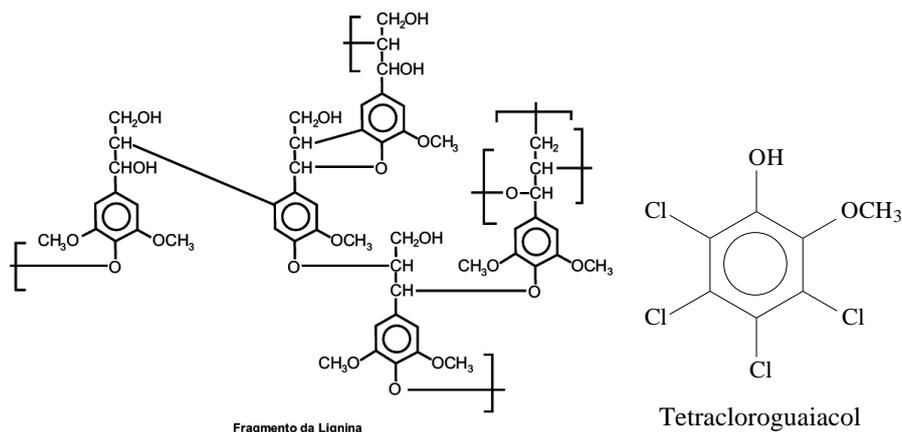


Portanto, os elementos II e III são, respectivamente, o argônio e o mercúrio.

### Gabarito: A

#### 51. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O papel tem na celulose sua matéria-prima, e uma das etapas de sua produção é o branqueamento, que visa remover a lignina da celulose. Diferentes processos de branqueamento usam, por exemplo, cloro ( $\text{Cl}_2$ ), hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ), oxigênio ( $\text{O}_2$ ), ozônio ( $\text{O}_3$ ) ou peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Alguns processos de branqueamento levam à formação de compostos organoclorados. São apresentadas as estruturas de um fragmento da lignina e do tetracloroguaiacol, um dos organoclorados formados no processo de branqueamento.



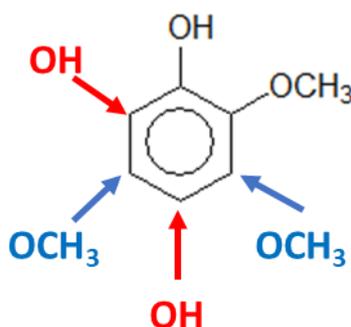
**SANTOS, C. P. et al. Papel: como se fabrica?**  
**Química Nova na Escola, n. 14, 2001 (adaptado).**

- a) Explique com o auxílio de reações químicas como o cloro gasoso ( $Cl_2$ ) pode contribuir para a formação do tetracloroguaiacol a partir de uma molécula de orto-metóxi-fenol.
- b) Explique por que a reação do item anterior tende a substituir todos os hidrogênios da molécula do orto-metóxi-fenol.
- c) Explique como o hipoclorito de sódio ( $NaClO$ ) pode reagir, de modo a liberar cloro gasoso ( $Cl_2$ ) e também contribuir para a formação do tetracloroguaiacol.

### Comentários

O orto-metóxi-fenol apresenta dois poderosos grupos ativantes do anel aromático, de modo que eles dispensam até mesmo a presença de catalisador. Os fenóis e éteres aromáticos podem ser clorados diretamente na presença de  $Cl_2$ .

Cada um deles orienta para as posições orto e para. Note que, ao considerar as posições orto e para em relação aos grupos  $-OH$  e  $-OCH_3$ , temos todo o conjunto de posições disponíveis na molécula.



Sendo assim, todas as posições da molécula de guaiacol estão ativadas e podem receber um átomo de cloro.



O íon hipoclorito se decompõe diante de luz ou calor liberando oxigênio nascente.



O íon cloreto, por sua vez, pode ser oxidado a cloro gasoso.



**Gabarito: discursiva**

---

### 52. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O flúor é um elemento natural encontrado em quase toda a água e em muitos solos. É considerado como essencial devido ao seu efeito benéfico no esmalte dental, conferindo resistência máxima às cáries. É prontamente absorvido pelo trato intestinal, pulmões e pele. Sua eliminação se dá pelos rins e, em pequenas quantidades, pelas glândulas sudoríparas e tubo gastrointestinal. Com relação ao flúor, julgue os seguintes itens:

I – Um dos minerais mais importantes do flúor é a fluorita,  $\text{MgF}_2$ .

II – Forma compostos com praticamente todos os demais elementos, incluindo os gases nobres, xenônio e radônio.

III – O ácido fluorídrico é bastante tóxico. Porém, o fluoreto de sódio, usado em cremes dentais, é atóxico.

**Está(ão) CORRETA(S):**

- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

**Comentários**

Vamos analisar os itens fornecidos no enunciado:

I – Um dos minerais mais importantes do flúor é a fluorita, cuja fórmula mínima é  $\text{CaF}_2$ , não  $\text{MgF}_2$ . Afirmação errada.



II – De fato, o flúor é capaz de formar compostos até mesmo com os gases nobres. Como exemplo, podemos citar:  $XeF_4$ ,  $RnF_2$ . Afirmação correta.

III – O ácido fluorídrico é tóxico e a toxicidade também se mantém no fluoreto de sódio. Ele, por exemplo, não pode ser ingerido nem ser absorvido na água em concentrações superiores a 2 ppm. Afirmação errada.

Portanto, apenas a II está correta.

**Gabarito: C**

### 53. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Uma dica culinária interessante é sempre bater as claras dos ovos em recipientes feitos de cobre. Os íons do cobre interagem com a proteína das claras, tornando a espuma mais firme. Explique por que isso acontece.

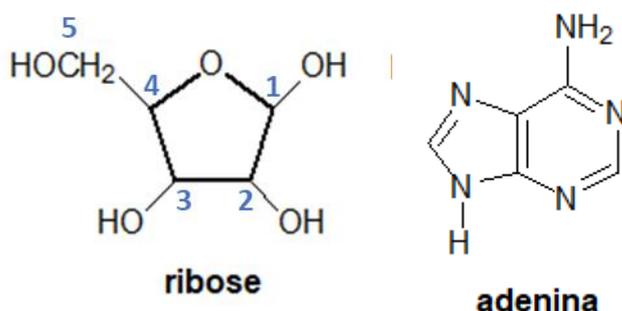
#### Comentários

Os íons cobre formam um complexo com a albumina, que é a proteína das claras do ovo. O complexo é intermediado por meio de ligações de hidrogênio entre a proteína e o cobre.

**Gabarito: discursiva**

### 54. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Sendo dadas as fórmulas estruturais da adenina e da ribose, responda às seguintes perguntas sobre o fósforo:



a) O fósforo se oxida espontaneamente em contato com o oxigênio do ar atmosférico, emitindo luz (fenômeno da fosforescência). Mostre as reações químicas envolvidas no processo e explique por que o fósforo é fosforescente, e não somente fluorescente.

b) O fósforo é um elemento essencial para os seres vivos, fazendo parte do seu metabolismo energético, ao qual se liga à adenina e à ribose. Explique as reações químicas envolvidas no acúmulo de



energia, mostrando as fórmulas estruturais dos compostos do fósforo envolvidos e indique quais as funções orgânicas presentes nesses compostos.

Obs.: No ADP, o açúcar se liga à base nitrogenada pelo carbono 1 e ao fosfato pelo carbono 5.

### Comentários

Nessa questão, devemos nos lembrar a diferença entre fosforescência e fluorescência.

- **Fluorescência:** uma substância é fluorescente quando **não** é capaz de manter a emissão de luz após cessado o estímulo externo. É o caso das próprias lâmpadas fluorescentes. Tão logo a corrente elétrica é cessada, a lâmpada apaga, pois as reações que ali acontecem dependem de suprimento contínuo de energia.
- **Fosforescência:** no caso da fosforescência, mesmo após cessado o estímulo inicial, o material pode continuar emitindo energia por um razoável período de tempo. Os materiais fosforescentes podem se basear em reações em cadeia.

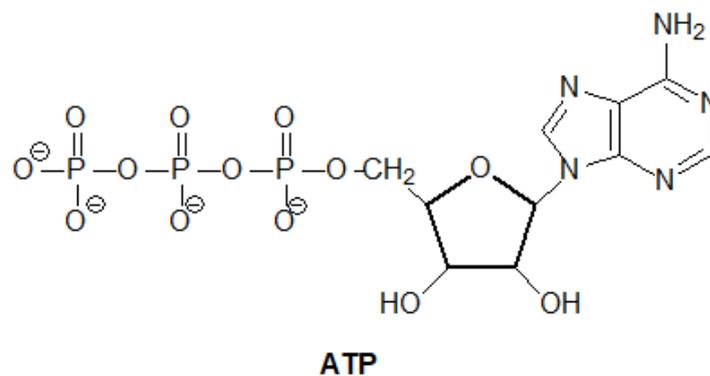
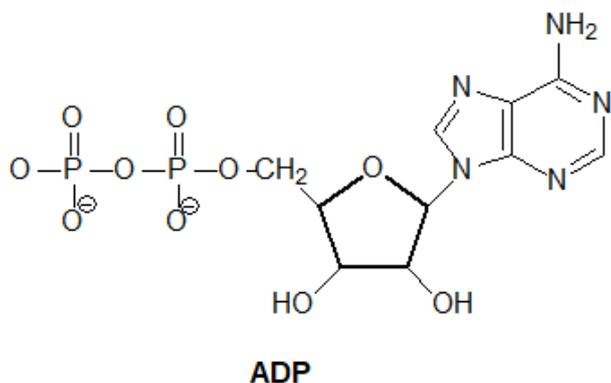
- a) O fósforo entra em combustão facilmente diante do oxigênio. Basta ceder uma pequena quantidade de calor ao sistema reacional.



Como as combustões são reações em cadeia, elas se sustentam por algum período de tempo após cessada a fonte de calor.

- b) Os compostos principais do metabolismo de energia do ser humano são o ADP (difosfato de adenosina) e ATP (trifosfato de adenosina).

No ADP, o açúcar se liga à base nitrogenada pelo carbono 1 e ao fosfato pelo carbono 5. Portanto, as fórmulas químicas do ADP e do ATP são:



A hidrólise do ATP formando ADP é exotérmica. Portanto, inversamente, a formação de ATP a partir do ADP é endotérmica. Portanto, a energia liberada pela respiração celular é utilizada para a síntese de ATP, por meio da equação, que é escrita geralmente na Biologia de maneira simples como:



Nas atividades gerais do metabolismo, que consomem energia, o ATP é hidrolisado, liberando ADP e energia.



### Gabarito: discursiva

---

#### 55. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Michael Faraday (1791–1867), em fragmento de *A história química de uma vela*, assim descreve uma substância gasosa que preparou diante do público que assistia a sua conferência: “Podemos experimentar do jeito que quisermos, mas ela não pegará fogo, não deixará o pavio queimar e extinguirá a combustão de tudo. Não há nada que queime nela, em circunstâncias comuns. Não tem cheiro, pouco se dissolve na água, não forma solução aquosa ácida nem alcalina, e é tão indiferente a todos os órgãos do corpo humano quanto uma coisa pode ser.

Então, diriam os senhores: ‘Ela não é nada, não é digna de atenção da química. O que faz no ar?’”

- Qual substância gasosa foi descrita por Faraday?
- Embora por muito tempo tenha sido considerada quimicamente inerte, as bactérias do gênero *Rhizobium* podem convertê-la uma substância que faz parte do metabolismo de seres vivos. Qual é essa substância?
- Embora a substância citada por Faraday seja inerte em condições ambientes, ela causa sérios problemas aos mergulhadores quando sujeitos a elevadas pressões. Cite seus efeitos sobre o corpo humano está submetido a elevadas pressões dessa substância. Proponha uma substância que possa substituí-la nos cilindros de ar de mergulhadores para evitar seus efeitos colaterais.

#### Comentários

- O nitrogênio ( $N_2$ ) é o gás presente na atmosfera, porém, inerte.
- Ele pode ser absorvido pelas bactérias do gênero *Rhizobium* na forma de amônia ( $NH_3$ ).
- Quando o corpo humano está sujeito a elevadas pressões parciais de nitrogênio, o gás passa a se dissolver no sangue, causando a **narcole**. Por isso, é interessante substituir o nitrogênio por um gás realmente inerte, que pode ser um gás nobre, como o hélio.

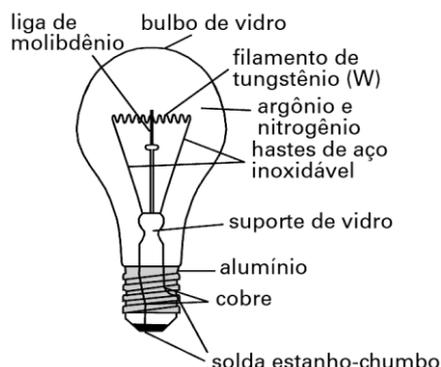
---

Gabarito: a)  $N_2$ ; b)  $NH_3$ ; c) He



### 56. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

A ilustração a seguir mostra alguns componentes de uma lâmpada comum incandescente:



a) Descreva os processos de obtenção do alumínio, do vidro, do argônio e do nitrogênio.

b) Seria possível trocar a atmosfera do interior do bulbo da lâmpada por oxigênio?

#### Comentários

a) O vidro é obtido industrialmente pela fusão de uma mistura de areia, calcário e barrilha (carbonato de sódio).

O alumínio é obtido industrialmente a partir da eletrólise ígnea da bauxita. Normalmente, se utiliza a criolita ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) para baixar a temperatura de fusão da bauxita.

O argônio e o nitrogênio podem ser obtido pela destilação fracionada do ar liquefeito.

b) A atmosfera interna da lâmpada é constituída por Ar e  $\text{N}_2$ , pois esses gases são quimicamente inertes nas suas condições de funcionamento. Sua substituição por  $\text{O}_2$  faria com que a lâmpada “queimasse”, pois esse gás reagiria rapidamente com o tungstênio do filamento devido à alta temperatura interna quando a lâmpada está acesa.

#### Gabarito: discursiva

---

### 57. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Os extintores de incêndio devem ser específicos para o tipo de incêndio que se deseja combater.

a) Exemplifique uma situação em que a água não pode ser utilizada para apagar um incêndio. Justifique a sua resposta.



b) Em algumas situações, o bicarbonato de sódio é utilizado no combate às chamas. Explique a sua ação como princípio ativo de extintores de incêndio.

### Comentários

- a) A água não pode ser utilizada para apagar um incêndio decorrente de faísca elétrica, porque, por ser um meio condutor, ela causaria aumento nas chamas.
- b) O bicarbonato de sódio se decompõe termicamente liberando carbonato de sódio, água e dióxido de carbono.



O carbonato de sódio forma uma película sobre o material combustível, e os vapores de água e  $\text{CO}_2$  dificultam a chegada de gás oxigênio à chama.

**Gabarito: discursiva**

---