

meSalva!

PARTE I

QUÍ MI CA



meSalva!

CURSO ENEM ONLINE

O melhor cursinho para o ENEM 2019 é o que te aprova no curso dos seus sonhos



Conte com a melhor preparação para a Prova do ENEM:



CONTEÚDO COMPLETO PARA O ENEM

+5.000 vídeos, 10.000 exercícios e aulas ao vivo todos os dias para tirar suas dúvidas



PLANO DE ESTUDOS PERSONALIZADO

Organizamos para você um cronograma de estudos de hoje até o ENEM



CORREÇÃO DE REDAÇÃO ILIMITADA

Receba notas e comentários para cada critério de avaliação do ENEM



SIMULADOS COM CORREÇÃO TRI

Simulados com correção no mesmo formato da Prova do ENEM

QUERO SER APROVADO!

PARTE I

QUÍMICA

01

SISTEMAS MATERIAIS

meSalva!

SISTEMAS MATERIAIS

E aí, galera do Me Salva! Tudo bem?

Neste capítulo, vamos falar sobre sistemas materiais. Essa apostila será importante para definirmos várias características que vão nos ajudar em tópicos futuros! Afinal, a base da Química está em saber o que compõe um sistema e quais são as suas características. Vamos tratar de estados físicos, sistemas homogêneos e heterogêneos, substâncias químicas puras e compostas, misturas e várias outras coisas. Mas vamos com calma, que vai ser bem fácil de entender tudo isso!

Aqui, também vamos aprender sobre separação de misturas. Você já deve estar pensando que vai aparecer uma série de nomes de processos de separação e que se lembrar de todos e para que são usados não vai ser nada fácil. Mas não se desespere, existe uma maneira bem simples de gravá-los: é só você se lembrar de coisas do cotidiano! Você pode nem se dar conta, mas a separação de misturas está muito mais presente na sua vida do que você imagina. Sabe o esgoto que sai da sua casa e a água que chega? São situações em que se usa a separação de misturas! E quando você vai preparar um café, sabia que você está usando um método de separação? Pois é, existem muitas coisas no nosso dia a dia que produzimos com a separação de misturas. Ficou curioso? Então bora aprender sobre isso!

SISTEMA

Primeiro, vamos começar definindo a palavra “sistema” para a Química. Sistema é tudo aquilo que estamos estudando e observando; pode ser uma mistura de água e gasolina, uma solução aquosa de sal, etc. Os sistemas podem ser classificados de várias maneiras:

Sobre a sua relação com o ambiente externo:

- Sistema aberto: está em contato com o ambiente e faz trocas (de calor e de massa) com ele.

Nesse exemplo, a água no recipiente é um sistema aberto, pois, ao ser aquecida, por exemplo, ela ganha energia do ambiente e perde massa (ao entrar no estado gasoso e ser eliminada) para o



ambiente



- ✓ Sistema fechado: não está em contato com o ambiente, mas faz trocas (de calor) com ele.

Nesse exemplo, a água está em um recipiente fechado, então não perde massa para o ambiente, mas pode trocar energia com ele (perder ou receber calor).

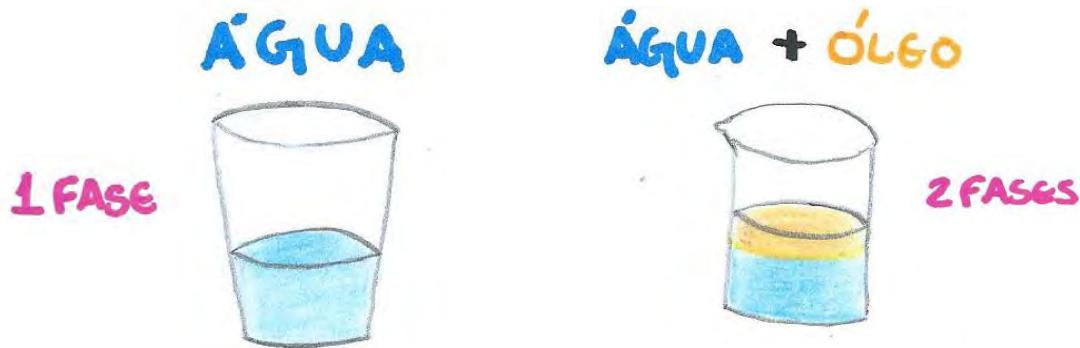
- ✓ Sistema isolado: não está em contato com o ambiente e não faz trocas (de calor e de massa) com ele.

A garrafa térmica e a geladeira são sistemas pseudo isolados, pois praticamente não há trocas de energia nem de massa com o ambiente.

Quanto ao seu aspecto visual:

- ✓ Sistema homogêneo: uma fase.
- ✓ Sistema heterogêneo: duas ou mais fases.

Cada fase de um sistema é uma porção que apresenta as mesmas propriedades, como densidade e estado físico



MATÉRIA

Agora que você já sabe o que é um sistema, vamos falar de matéria? Matéria é tudo o que tem massa e ocupa espaço, ou seja, basicamente tudo o que nós vemos! A matéria tem uma série de propriedades, e vamos falar de todas elas aqui!

Características gerais: todas as matérias têm essas características. São elas:

- ✓ Massa: relacionada com a quantidade de matéria;
- ✓ Extensão: espaço que a matéria ocupa;
- ✓ Impenetrabilidade: dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar no espaço ao mesmo tempo;
- ✓ Divisibilidade: a matéria pode ser dividida em partes cada vez menores;
- ✓ Indestrutibilidade: a matéria não pode ser destruída nem criada, só transformada (Lei de Lavoisier!);

“Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”.

- ✓ Compressibilidade: a matéria diminui de tamanho se uma força estiver atuando sobre ela;
- ✓ Elasticidade: a matéria volta ao volume e à forma inicial quando a força feita sobre ela é interrompida;
- ✓ Descontinuidade: toda matéria é descontínua, ou seja, existem espaços vazios entre uma molécula e outra da matéria, por mais compacta que ela pareça. Quanto menores esses espaços, mais compacta e mais dura é a matéria.

Características funcionais: dependem dos elementos químicos que compõem a matéria. Vamos falar disso mais adiante nas apostilas de Funções Inorgânicas e de Funções Orgânicas, mas, citando alguns exemplos, temos os ácidos (como o ácido clorídrico do nosso estômago), as bases (como a soda cáustica), os sais (como o sal de cozinha), os hidrocarbonetos (como o petróleo), entre muitos outros. Ficou curioso? Vai lá e dá uma olhada nessas apostilas!

Características específicas: dependem do tipo de material de que é feita a matéria. Quando falamos em material, estamos nos referindo aos tipos de substâncias que compõem a matéria (mais adiante estudaremos as diferenças entre os tipos de substâncias!). São elas:

- ✓ Organolépticas: são as características relacionadas aos nossos sentidos, como cor, odor, brilho, sabor, textura;
- ✓ Químicas: tem a ver com as reações químicas e estão muito relacionadas com as propriedades periódicas dos elementos (confere lá na apostila de Tabela Periódica mais informações sobre isso!). Alguns exemplos de características químicas: calor de combustão, inflamabilidade, estado de oxidação preferido, reatividade com outras substâncias químicas, entre outros;
- ✓ Físicas: são relacionadas com as constantes físicas, como densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição, entre outras.

COMPONENTES DE UM SISTEMA MATERIAL

Agora que você já sabe o que é um sistema e o que é uma matéria, vamos falar mais sobre os componentes de um sistema material? Um sistema material é composto por elementos químicos, que podem formar uma substância química pura ou uma mistura. Vamos estudar o que caracteriza cada um deles:

- ✓ Substância pura: formada pelas mesmas moléculas; possui constantes físicas - como ponto de fusão e de ebulição - bem definidas. Pode ser de dois tipos:
 - ✓ Simples: formada por átomos de um mesmo elemento químico.

Exemplos: gás H₂, barra de Fe, gás He

Tipos de substâncias simples (caracterizadas pela atomicidade): monoatômico (Ne, He, Fe), diatômico (H₂, O₂) e triatômico (O₃).

ALOTROPIA

É a propriedade que alguns elementos químicos têm de formar mais de uma substância química.

> Oxigênio: 2 formas alotrópicas

Gás oxigênio (O₂): mais estável; incolor; inodoro; possui paramagnetismo

Gás ozônio (O₃): azulado; cheiro desagradável; não possui paramagnetismo

> Carbono: 3 formas alotrópicas

Grafite (C_n): mais estável; formado por hexágonos; C trigonal

Diamante (C_n): C tetraédrico

Fulereno ou buckminsterfullerene (C₆₀ ou C₇₀)

> Enxofre: mais de 30 formas alotrópicas, mas há 2 principais

Rômbico: mais estável; aquecido a certa pressão, transforma-se em

monocíclico

Monoclínico (β)

> Fósforo: 3 formas alotrópicas

Vermelho (Pn): mais estável; amorfó

Branco (P4): cristalino; mais reativo

Negro: obtido por meio do aquecimento do fósforo branco; promissor para futuras aplicações eletrônicas!

- ✓ Composta: formada por mais de um elemento químico.

Exemplos: água (H_2O); ácido clorídrico (HCl).

Tipos de substâncias compostas (pelo número de elementos): binária ($NaCl$), ternária (H_2SO_4) e quaternária ($NaHCO_3$).

- ✓ Mistura: formada por substâncias diferentes; não possui constantes físicas bem definidas. Por exemplo: se tivermos uma solução salina, teremos uma mistura, pois teremos as moléculas de H_2O e de $NaCl$ (sal de cozinha). As misturas podem ser de dois tipos:

- ◆ Homogênea: apenas uma fase.

Exemplos: solução salina; mistura água e álcool; toda mistura gasosa (ex: ar atmosférico); ligas metálicas.

- ◆ Heterogênea: duas ou mais fases.

Exemplos: mistura água e óleo; mistura água e areia.

- ◆ Mistura Eutética: TF constante, TE variável.

Exemplo: solda (30% Pb + 70% Sn). O Pb tem temperatura de fusão de 327,5°C e o Sn tem temperatura de fusão de 231,9°C, mas a temperatura de fusão na solda é de 183°C. A temperatura de ebulição é variável.

Lembre-se: toda solução é uma mistura homogênea.

LIGAS METÁLICAS

O que são?

Fusão de dois ou mais metais ou de um metal com uma outra substância simples.

Exemplos das ligas mais comuns:

Aço (Fe + C)

Latão (Cu + Zn)

Bronze (Cu + Sn)



◆ Mistura Azeotrópica: TF variável, TE constante

Exemplo: mistura de 4% água + 96% álcool etílico. A água tem temperatura de ebulação de 100°C e o álcool etílico tem temperatura de ebulação de 78,4°C, mas a temperatura de ebulação dessa mistura é de 78,2°C. A temperatura de fusão é variável.

ATENÇÃO!!!

Uma mistura eutética ou azeotrópica vai ter uma temperatura constante de fusão (TF) e de ebulição (TE), respectivamente, porém não é uma substância pura, mas uma mistura. Deve-se sempre analisar o ponto de fusão e o ponto de ebulição! Veja logo abaixo como são as mudanças de estado desses dois tipos de mistura:

BOTANDO EM PRÁTICA

Vamos estudar alguns exemplos de sistemas materiais para perceber direitinho a diferença entre substância química e mistura:

- ✓ GLP (Gás liquefeito de petróleo/ gás de cozinha): mistura homogênea (propano + butano).
- ✓ Ar atmosférico: mistura homogênea (O₂, N₂, CO₂, Ne, He, entre outros).
- ✓ Açúcar comum: substância química composta (sacarose).
- ✓ Gasolina: mistura homogênea (hidrocarbonetos).
- ✓ Recipiente com água líquida e gelo: sistema heterogêneo
- ✓ Sal de cozinha: mistura (NaCl + I) --> Iodo foi acrescentado ao nosso sal para prevenir o bócio!

BÓCIO ENDÊMICO

O bócio é uma doença que provoca um aumento no volume da glândula tireoide e que pode causar outros sintomas, como dificuldade respiratória.

Então, ao longo dos anos, no Brasil, foram implantados programas para diminuir o número de casos de bócio endêmico (aquele causado por falta de iodo na dieta). Portanto, foi estabelecido que o sal de cozinha teria que passar, obrigatoriamente, por um processo de iodação para chegar ao consumidor.

Embora tenham ocorrido vários problemas e divergências em relação a essa medida, diminui-se drasticamente o número de casos dessa doença no nosso país!

Acabamos de ver as características das substâncias puras e das misturas. Então, vamos fazer alguns exercícios?

Exercício 1: (PUC-RS - 2015 - adaptado) Durante séculos, filósofos e alquimistas acreditaram que a matéria era constituída de quatro elementos fundamentais: terra, água, ar e fogo. Hoje, contudo, reconhecemos a existência de muito mais do que quatro elementos e alcançamos uma compreensão mais aprofundada sobre o que, de fato, são água, ar, terra e fogo. Sobre esse assunto, são feitas as seguintes afirmativas: I. A água é uma substância simples. II. O ar é uma solução. III. A terra é uma mistura heterogênea. São corretas somente a(s) afirmativa(s)

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

Resposta: E

Confira a resolução em:

Módulo: SMEX – Sistemas materiais

Lista: SMEXEX – Exercícios de Fixação #6

Exercício 2: (ITA – 2009) Num experimento, um estudante verificou ser a mesma temperatura de fusão de várias amostras de um mesmo material no estado sólido e também que esta temperatura se manteve constante até a fusão completa. Considere que o material sólido tenha sido classificado como:

I. Substância simples pura

III. Mistura homogênea eutética

II. Substância composta pura

IV. Mistura heterogênea

Então, das classificações acima, está(ão) ERRADA(S)

- a) Apenas I e II
- b) Apenas II e III
- c) Apenas III
- d) Apenas III e IV
- e) Apenas IV

Resposta: E

Confira a resolução em:

Módulo: SMEX – Sistemas materiais

Lista: SMEDEX – Exercícios de Fixação #8

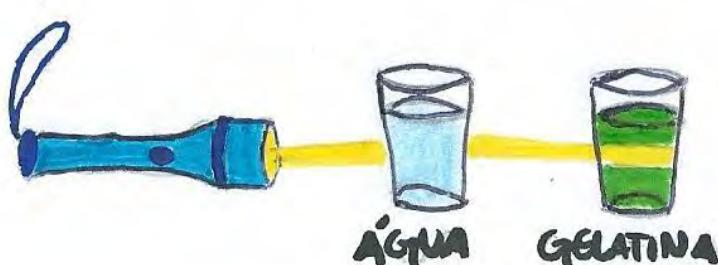
PARA SABER MAIS!

Uma mistura heterogênea pode ser um coloide. Mas o que é um coloide exatamente?

É uma mistura que parece homogênea, ou seja, observamos apenas uma fase. Porém, com a ajuda do microscópio, percebe-se que é uma dispersão coloidal, pois possui partículas que não sedimentam com a gravidade, ficando por toda a extensão da mistura. Para que seja possível as separar, é necessário usar uma ultra centrífuga, ocorrendo assim a sedimentação.

Embora essas partículas sejam extremamente pequenas (entre 1 e 1000 nanômetros), elas têm

EFEITO TYNDALL



tamanho suficiente para refletir e dispersar a luz, sendo essa propriedade de dispersão conhecida como efeito Tyndall.

Exemplos: gelatina, sangue, chantilly, maionese, rubi, tinta, entre muitos outros.

FENÔMENOS E SISTEMAS MATERIAIS

Um sistema material está sujeito a alterações no ambiente, e essas transformações são chamadas de fenômenos. Existem dois tipos de fenômenos.

FENÔMENO FÍSICO

É qualquer alteração na matéria que não mude a sua natureza, ou seja, que não altere suas propriedades químicas. Compreende basicamente as alterações do estado físico da matéria.



Isso é algo que vemos muito no nosso cotidiano! Quando aquecemos água em uma panela para cozinhar alimentos (água líquida entra em ebulição e fica gasosa), no congelamento de um lago no inverno (água líquida solidifica com a diminuição da temperatura), entre vários outros exemplos!

Uma substância química segue um padrão na sua mudança de fase com o aumento/diminuição da temperatura do sistema. Verifique o gráfico abaixo, ele mostra direitinho como isso acontece!



Como você pode ver, a temperatura vai aumentando gradativamente e, quando a substância começa a mudar de estado físico ($S \rightarrow L$ e de $L \rightarrow G$), a temperatura não muda, pois existe uma temperatura específica para a mudança de estado físico. Por quê? Isso se explica pela teoria molecular. Em um sólido, por exemplo, as moléculas estão muito mais próximas umas das outras e exercem forças de atração mútuas maiores do que se estivessem na forma líquida, pois, nesse caso, haveria uma força menor de interação entre as moléculas. A transformação de uma substância de sólido para líquido faz necessário que entre energia no sólido para superar as fortes atrações moleculares entre as moléculas. Essa energia absorvida eleva o potencial das moléculas e faz elas ficarem mais afastadas, mas não vai aumentar a energia cinética molecular, que é a energia ligada à temperatura. O mesmo acontece na transição de líquido para gás: a energia absorvida é toda usada para aumentar o potencial das moléculas e afastá-las. Então, durante a mudança de estado físico, a temperatura não muda.

FENÔMENO QUÍMICO

É qualquer alteração na matéria que leve à quebra de ligações químicas e formação de novas substâncias, ou seja, depois de ocorrer uma reação química, não teremos mais as mesmas substâncias. Existem vários exemplos bem práticos disso: ferrugem (o Fe de uma barra é oxidado pelo oxigênio), queima de madeira e carvão (combustão), respiração celular, fotossíntese, cozimento de alimentos, entre outros.

Como acabamos de estudar os fenômenos físicos e químicos, o que acham de testarmos nossos conhecimentos?

(UFRN - 2012 - adaptado) Assim como Monsieur Jourdain, o personagem de Molière, que falava em prosa sem sabê-lo, também nós realizamos e presenciamos transformações químicas, sem ter plenamente consciência disso. No dia a dia, muitas transformações químicas acontecem sem que pensemos nelas, como por exemplo:

- a) a sublimação do I₂ (s).
- b) a atração de um metal por um imã.
- c) o congelamento da água.
- d) o amadurecimento de um fruto.
- e) amassar um papel.

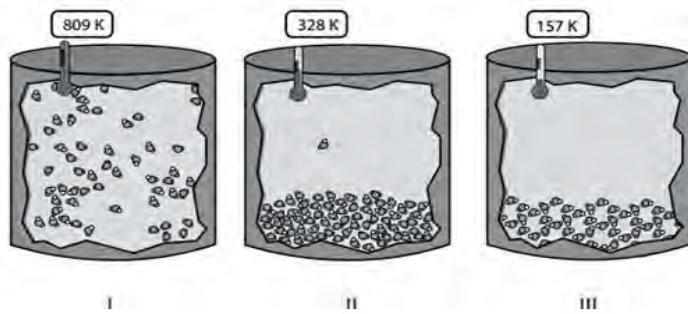
Resposta: D

Confira a resolução em:

Módulo: SMEX – Sistemas materiais

Lista: SMEXEX – Exercícios de Fixação #11

(UFMG - 2014 - adaptado) Analise as representações para os três estados físicos de uma mesma amostra de água apresentadas a seguir. Nos 3 casos, a amostra se encontra em um recipiente fechado. A pressão no interior dos recipientes é sempre a mesma. Considere que a temperatura em °C é dada por °C = K - 273.



De acordo com essa análise é CORRETO afirmar que a

- a) água encontra-se no estado gasoso no sistema III.
- b) temperatura em I é menor do que a temperatura em II.
- c) movimentação média das partículas é maior em II do que em III.
- d) temperatura em I é menor que a temperatura de fusão do gelo.
- e) água encontra-se no estado líquido no sistema

Resposta: C

Confira a resolução em:

Módulo: SMEX – Sistemas materiais

Lista: SMEXEX – Exercícios de Fixação #2

DIFERENCIAÇÃO DE SISTEMAS MATERIAIS

Agora que você já sabe sobre os sistemas materiais e as suas características, como diferenciar um do outro? Podem surgir muitas dúvidas sobre como saber se um sistema é homogêneo ou heterogêneo, se é um sistema formado por uma substância química pura ou por uma mistura homogênea, se é uma substância pura composta ou uma simples. Afinal, não podemos diferenciar apenas visualmente! Vamos ver algumas maneiras de diferenciar todos eles?

SISTEMA HOMOGÊNEO E HETEROGÊNEO

O sistema homogêneo é sempre monofásico e o sistema heterogêneo é bifásico, trifásico, entre outras possibilidades. Na maioria das vezes, basta olharmos para o sistema e contarmos quantas fases diferentes enxergamos! Entretanto, lembre-se da exceção dos coloides!



SUBSTÂNCIA PURA E MISTURA HOMOGÊNEA

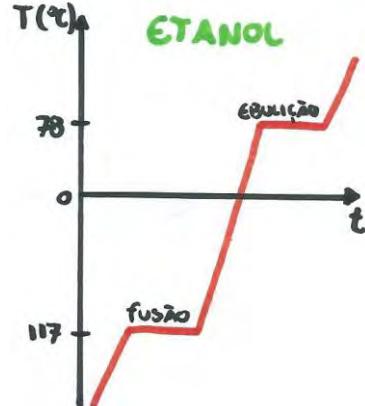
Diferenciamos através das propriedades físicas, que são constantes (já que visualmente não podemos ver a diferença). As substâncias puras têm propriedades físicas constantes, ou seja, uma temperatura específica para fusão e uma para ebulição. Já as misturas não têm uma temperatura específica para a

mudança de estado; como são formadas por mais de uma substância, a temperatura varia durante a mudança de estado, pois há mais de uma temperatura específica envolvida.

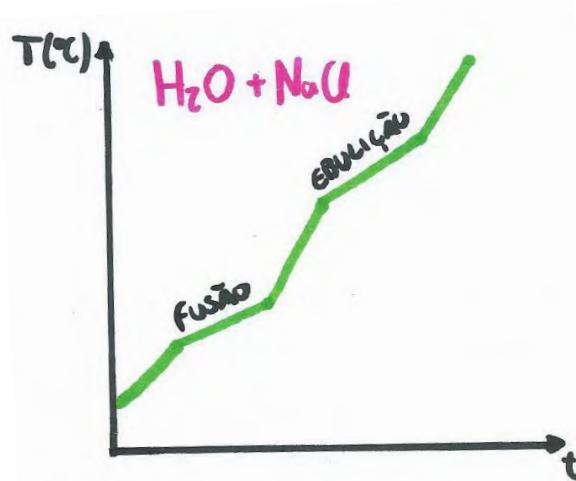
Também diferenciamos pela fórmula química que corresponde ao sistema. Uma substância pura é representada por uma só fórmula química, já a mistura é representada por mais de uma.

Vamos ver um exemplo? Temos dois sistemas: sistema 1 (álcool etílico) e sistema 2 (água com álcool etílico). Visualmente eles têm só uma fase, então qual é mistura e qual é substância pura?

- Sistema 1: é uma substância pura (etanol), pois tem só uma fórmula (C_2H_6O) e muda de estado físico a uma temperatura constante.



- Sistema 2: é uma mistura (homogênea), com duas fórmulas (H_2O e $NaCl$) e muda de estado físico em temperatura variável.



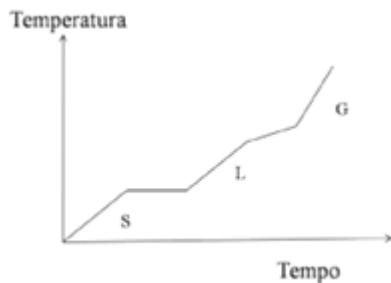
SUSTÂNCIA PURA COMPOSTA E SUSTÂNCIA PURA SIMPLES

Diferenciamos através das propriedades químicas, ou seja, através de reações químicas. As substâncias compostas sofrem reações de decomposição (como eletrólise, pirólise, fotólise, etc.) e as substâncias simples não sofrem esse tipo de reação. Por exemplo: quando colocado em água, o NaCl (substância composta) sofre dissociação; já o Pb não sofre nenhuma transformação química.

Também diferenciamos pela fórmula química, pois ambos têm uma só fórmula, mas a substância simples é formada apenas por um elemento químico, e a substância composta é formada por mais de um.

Já estudamos as diferenças entre as diversas substâncias puras e misturas! Vamos praticar?

(ITA – 2012) A figura representa a curva de aquecimento de uma amostra, em que S, L e G significam, respectivamente, sólido, líquido e gasoso.



Com base nas informações da figura é CORRETO afirmar que a amostra consiste em uma

- a) substância pura
- b) mistura coloidal
- c) mistura heterogênea
- d) mistura homogênea azeotrópica
- e) mistura homogênea eutética

Resposta: E

Confira a resolução em:

Módulo: SMEX – Sistemas materiais

Lista: SMEDEX – Exercícios de Fixação #1

RELEMBRANDO

Agora que já estudamos bastante sobre sistemas materiais, vamos retomar alguns tópicos?

✓ Substância:

- ◆ Simples (um tipo de átomo) ou composta (mais de um tipo de átomo).
- ◆ Uma fórmula química, PF e PE constantes.

✓ Alotropia:

- ◆ Um elemento químico que forma mais de uma substância.
- ◆ Propriedades químicas iguais, mas propriedades físicas diferentes.

✓ Mistura:

- ◆ Mais de uma substância química.
- ◆ Sem reação química, pode ser separada por método físico.

Agora, vamos começar a estudar mais a fundo as misturas e como separá-las!

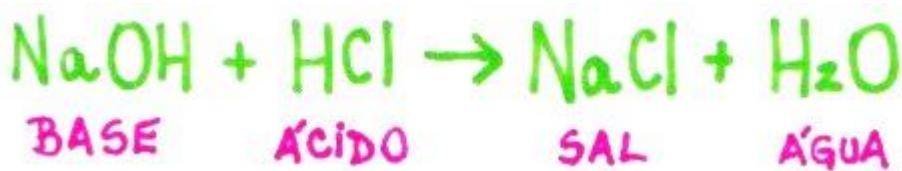
SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Primeiramente, o que são misturas? Você sabe o que caracteriza uma mistura? Uma mistura é formada por duas ou mais substâncias química, não reagentes entre si e que possam ser separadas mecanicamente, mantendo suas características originais.

MISTURA

- ✓ Mais de uma substância química
- ✓ Não há reação química
- ✓ Separada/revertida por métodos físicos

Se, em uma composição formada por duas substâncias químicas, ocorrer uma modificação de suas características originais, ou uma reagir com a outra e uma nova substância se formar, isso não é uma mistura!!! Trata-se de uma reação química. Vamos a um exemplo pra isso ficar mais claro?



Ao “misturarmos” ácido clorídrico (HCl) com hidróxido de sódio (NaOH, a famosa soda cáustica), não obteremos uma mistura, pois ocorrerá uma reação química em que a base e o ácido formarão água e sal NaCl (cloreto de sódio, o conhecido sal de cozinha). Ou seja, tínhamos dois compostos, NaOH e HCl, e, depois de “misturados”, obtivemos outros dois compostos diferentes. Logo, isso não é mistura, mas uma reação química!

Lembre-se, portanto:

- ✓ Colocou substância A com substância B e obteve substância C, isso é uma reação química!
- ✓ Colocou substância A com substância B e continuou tendo substâncias A e B, isso é uma mistura!

FUNÇÕES DA SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Agora que já sabemos as características de uma mistura, por que separar misturas? Como vocês sabem, a maioria das coisas que existem no mundo não são substâncias puras, ou seja, não são formadas por apenas um composto químico, seja ele uma substância simples, como o oxigênio (O_2), ou uma substância composta, como a água (H_2O). Elas são formadas por misturas contendo duas ou mais substâncias químicas diferentes. O homem, em sua relação com a natureza, muitas vezes necessita separar uma substância de uma mistura, para os mais diversos fins, e o conhecimento de técnicas para isso é essencial. Antes de entendermos cada processo, vamos primeiro a alguns exemplos do cotidiano em que a separação de misturas é utilizada, afinal se torna muito mais fácil estudar sobre um assunto quando vemos utilidade nele, certo?

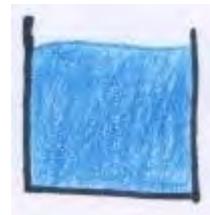
- ✓ Tratamento de esgotos e tratamento de água (Decantação, floculação, filtração, etc.);
- ✓ Obtenção do sal de cozinha (Evaporação);
- ✓ Reciclagem do lixo (Catação);
- ✓ Destilação da cachaça (Destilação);
- ✓ Exame de sangue (Centrifugação);
- ✓ Preparo de chás (Extração).

Já deu para perceber que usamos muito os métodos de separação de misturas, né? E com tantas funções e composições diferentes a serem separadas, é claro que existem vários métodos diferentes e específicos para tipo de separação. A questão fundamental das técnicas de separação é saber usar as propriedades e características de cada componente da mistura para separá-los. Vamos relembrar um pouco tudo isso.

TIPOS DE MISTURA

Misturas homogêneas: “Oxenti, parece uma coisa só! ” . São aquelas misturas com apenas uma fase visível.

Ex.: Ácido acético (vinagre) e água.



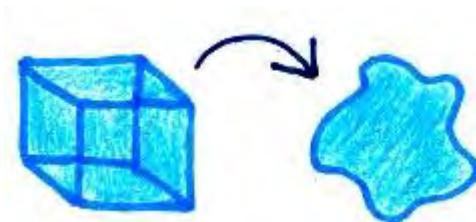
Misturas heterogêneas: “Dá pra ver que tem mais de uma coisa ali! ” . São aquelas misturas com duas ou mais fases visíveis.

Ex.: Água e óleo.

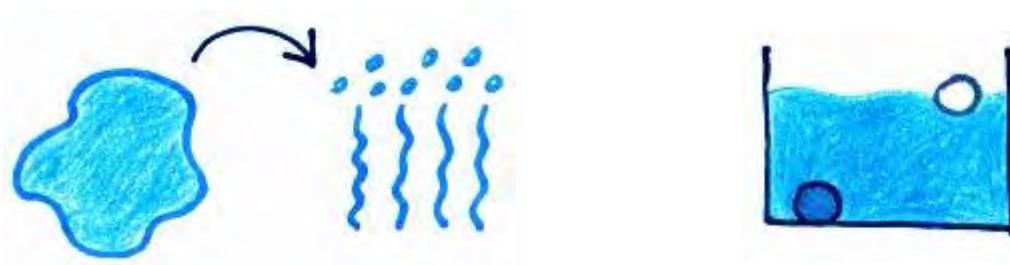


PROPRIEDADES FÍSICAS

- ✓ Ponto de fusão: É a temperatura em que uma substância passa do estado sólido para o estado líquido.



- ✓ Ponto de ebulação: É a temperatura em que uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso.



- ✓ Solubilidade: É a quantidade máxima da substância que pode ser dissolvida em um líquido.
- ✓ Densidade: É a relação entre a massa e o volume de uma substância; indica a quantidade de uma substância em certo volume. Exemplo: se colocarmos na água um composto com alta densidade (exemplo do chumbo, representado pela bolinha cinza do desenho), ele afunda (portanto, chumbo é mais denso do que a água); se colocarmos um composto com baixa densidade (exemplo do isopor, representado pela bolinha branca), ele flutua (portanto, isopor é menos denso do que a água).

O conhecimento dessas propriedades é fundamental! Se você souber as características de um componente, será fácil escolher o(s) método(s) de separação de misturas.

ATENÇÃO!!!

Fique atento ao estado físico dos componentes, pois, pode haver diferentes métodos de separação para diferentes estados físicos e, para um mesmo estado físico, mais de um método de separação. Mas calma! Ao lado do nome de cada processo, entre parêntesis, estão os estados físicos dos componentes que podem ser separados pelo processo, então se liga nisso aí e vamos estudar os processos!

MÉTODOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

CATAÇÃO (S+S // S+L)

Esse é um processo grosso e manual. É usado para separar misturas heterogêneas de sólido+sólido (S+S) e de sólido+líquido (S+L). É baseado na separação de coisas de diferentes tamanhos/tipos. Um exemplo bem cotidiano é a catação de lixo; a preocupação com o meio ambiente é cada vez maior e a separação de resíduos é essencial para cuidarmos do planeta. Quem trabalha com reciclagem, por exemplo, usa muito esse método! Já que estamos falando de lixo, não custa lembrar as cores das lixeiras e o tipo de resíduo que vai nelas:



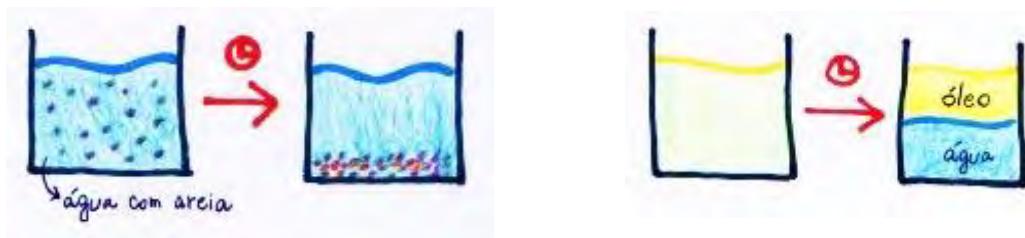
E se você tiver interesse em conhecer um pouco mais sobre a catação de lixo, sugiro assistir o documentário “Ilha das Flores”! Ele mostra o processo de geração de lixo e como é o trabalho daqueles que vivem de catação. Além de muito educativo e interessante, esse documentário também é uma ótima reflexão.

E não é só com lixo que se usa a catação, você pode catar outras coisas também! Você provavelmente já deve ter ajudado ou visto alguém da sua família separando feijões estragados dos feijões bons para fazer uma feijoada, por exemplo. Isso é um processo de catação!

Pra lembrar esse processo, vai aí uma dica: catação lembra catar, e é possível catar lixo (como é o caso dos recicladores), catar os feijões que não estão bons, etc.

DECANTAÇÃO (S+L // L+L)

Esse processo se baseia na diferença de densidade entre os componentes da mistura e é usado para separar misturas heterogêneas. No caso de uma mistura S+L, deixa-se o recipiente com a mistura em repouso. Após um tempo, pela diferença de densidade, o sólido se depositará no fundo do recipiente e se pode, então, inclinar o recipiente para remover o líquido e separar os componentes da mistura. Esse é o caso, por exemplo, de uma mistura de água com areia. No caso de uma mistura líquido-líquido (L+L), deixa-se o recipiente também em repouso e, após algum tempo, pela diferença de densidade, o componente menos denso ficará na parte de cima, e o mais denso na parte de baixo; é o caso de uma mistura de água e óleo.

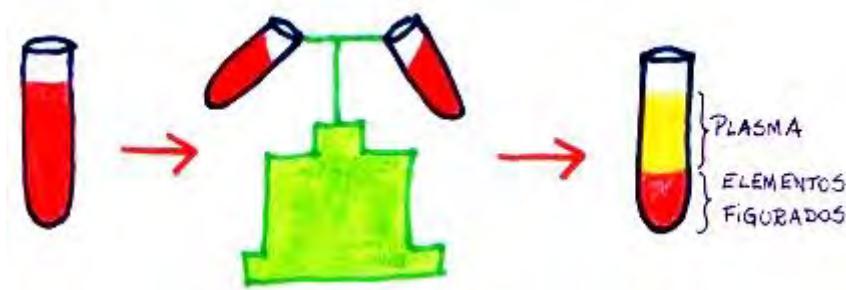


Atenção! No caso da separação de água e óleo, eles se separam pela diferença de densidade e também pela diferença de afinidade, pois o óleo é hidrofóbico (não tem afinidade pela água).

É importante lembrar que um processo de decantação pode ser bem lento, pois é preciso deixar a mistura parada e esperar até que os componentes se separem. Existem meios de acelerar esse processo: o uso de Al_2SO_4 acelera a decantação. O sulfato de alumínio é muito utilizado em estações de tratamento de água e esgoto, por exemplo. O sulfato de alumínio não reage com a mistura a ser decantada! Se reagisse, não estaríamos mais separando misturas, teríamos uma reação química.

CENTRIFUGAÇÃO (S+L // L+L)

Esse é um método de decantação acelerado. Separa misturas heterogêneas de S+L e de L+L. É usado para amostras que tenham diferentes densidades, mas que não sejam tão grosseiras para serem separadas por uma simples decantação. Um exemplo bem fácil de lembrar são as amostras de sangue. Quando você retira sangue para fazer exames, o sangue na amostra está com seus componentes todos misturados. Para separá-los, um simples processo de decantação não adiantará. Você pode deixar a amostra parada por dias e nunca conseguirá uma completa separação do plasma e dos elementos figurados do sangue (você lembra quais são eles? Glóbulos vermelhos, glóbulos brancos e plaquetas). Então se faz a centrifugação da amostra: colocam-se os tubos em um aparelho que os faz girar a uma velocidade muito grande e, por inércia, faz com que o plasma (menos denso) fique na superfície e os elementos figurados (mais densos) fiquem embaixo. Com o plasma separado do resto dos componentes do sangue, os equipamentos de laboratório podem medir a quantidade de colesterol e



triglicerídeos, entre outros, do seu sangue!

TAMISAÇÃO (S+S)

É um nome chique para peneiração. Usado para separar misturas heterogêneas S+S. Esse processo se chama tamisação porque se utiliza um tamis (mais conhecido como peneira) para separar os componentes da mistura. Em uma mistura de dois compostos sólidos em que um deles tem uma granulometria maior (ou seja, um deles é maior que o outro), como é o caso de uma mistura de areia e brita, utiliza-se a tamisação para separar os compostos. Coloca-se a mistura no tamis e o composto de maior granulometria – a brita, nesse caso – é mantida no tamis, enquanto que o composto de menor granulometria – a areia – passa pelos buracos do tamis e assim é possível separar a mistura. Esse processo é muito utilizado na construção civil (como é o caso do exemplo aqui citado) e também no seu dia a dia! Se você já preparou um bolo, provavelmente deve ter utilizado uma peneira para separar as impurezas da farinha na hora de cozinhar.



EXTRAÇÃO (S+L)

Esse método consiste em extrair um ou mais componentes de uma mistura. É usado em misturas heterogêneas S+L. Existem três métodos de extração que você precisa conhecer: infusão, moagem e percolação. Parece difícil se lembrar

desses nomes todos, mas calma, vamos a alguns exemplos para isso ficar mais claro!

- Infusão: Você deixa a mistura submersa em um líquido. É o caso de chás. No preparo do chá, você coloca o saquinho de chá submerso em água quente e, com o passar do tempo, as essências do chá vão sendo extraídas e se dissolvem na água.



- Moagem/trituração/maceração: Você mói/tritura/macera um composto e dele consegue extrair uma substância. É o caso do suco de laranja e do caldo de cana. Quando você espreme a laranja ou a cana, consegue extraír o suco.



- Percolação: Você extrai um composto pelo fluxo de arraste. Para esse tipo de extração é só se lembrar dos gaúchos! O típico chimarrão se baseia nesse método de separação. Ao colocar água quente na cuia com erva, as essências da erva são, aos poucos, puxadas pela água quente e pelo arraste provocado quando a pessoa puxa o líquido com a bomba.



Então, quando se estiver falando de extração, lembre-se sempre de bebidas como chás e sucos!

FLOTAÇÃO (S+S)

Esse método se baseia na diferença de densidade dos compostos de uma mistura e é usado para separar misturas heterogêneas S+S. Flotação lembra o verbo flutuar, né? Então se lembre disso quando ouvir falar nesse método! Em uma mistura com dois compostos de densidades diferentes, pode-se separar um do outro colocando a mistura em um recipiente com líquido; o mais denso irá para o fundo e o menos denso irá para a superfície, pois ele flutuará no líquido.

Vou citar um exemplo bem simples: imagine uma mistura de areia com serragem. A areia é mais densa do que a serragem, certo? Se você colocar água nessa mistura, a serragem vai subir, pois é menos densa, e a areia vai ficar no fundo.

FLOCULAÇÃO (S+S // S+L)

A floculação é um método bem parecido com a flotação! O princípio é o mesmo, também tem relação com a densidade dos componentes da mistura. Nesse caso, a mistura é homogênea S+S ou S+L e se utiliza um agente externo, como o sulfato de alumínio e o hidróxido de alumínio, para se ligar ao componente que será separado.

Em uma mistura de água e impurezas de sujeira, por exemplo, o hidróxido de alumínio se junta com as partículas de sujeira, formando flocos que, pela baixa densidade, vão subir à superfície. Outro exemplo de uso da floculação é na mineração. Esse processo é utilizado para separar os minérios de suas impurezas. Uma rocha com minério é primeiramente triturada, depois se adiciona óleo; as partículas de minério que estiverem na rocha se fixam ao óleo. Ao se adicionar água a essa mistura de partículas de minério com óleo, o minério com óleo (menos denso do que as impurezas da rocha, pois o minério está fixado ao óleo) irá para a superfície, e as impurezas (mais densas) irão para o fundo.

Então se lembre de que na floculação formam-se flocos e esses flocos são componentes da mistura + agente externo.

DISSOLUÇÃO FRACIONADA (S+S)

Esse método leva em consideração as diferenças de solubilidade e polaridade dos compostos da mistura. É usado para separar misturas heterogêneas S+S e funciona assim: adiciona-se um solvente a uma mistura sólida (um solvente específico que tenha afinidade apenas por um dos componentes da

mistura). O componente afim ao solvente vai se dissolver e o componente não afim não vai se dissolver; dessa forma teremos a separação da mistura. Normalmente, após uma dissolução fracionada, outros métodos de separação são feitos para se retirar um dos componentes da mistura.

Um exemplo bem simples pra você entender melhor esse processo é uma mistura de sal e areia. Como separá-los? Pode-se adicionar água à mistura: o sal se dissolverá na água, mas a areia não; ela irá para o fundo do recipiente após um tempo (decantação!) e teremos o sal e a areia separados um do outro. Ok, eles estão separados, mas como retirar só o sal ou só a areia do recipiente? O próximo passo é um novo método de separação de misturas, que pode ser, por exemplo, filtração (separa a areia) ou destilação (separa a água do sal).

É sempre bom lembrar que poderemos usar vários métodos de separação diferentes para separarmos uma mistura!!!

CRISTALIZAÇÃO (S+S)

Esse processo é usado para misturas homogêneas S+S. Para separar os componentes da mistura, acrescenta-se um solvente e, então, essa mistura + solvente é aquecida para evaporar o solvente. Aos poucos, os componentes sólidos vão cristalizando e vão para o fundo do recipiente. Como estamos lidando com sólidos diferentes, a cristalização ocorrerá em momentos diferentes (pois estamos falando aqui de solutos diferentes, com propriedades físicas diferentes). Então um soluto cristalizará primeiro; ele é retirado e a mistura continua aquecendo (e o solvente continua evaporando); outro soluto cristalizará e será retirado, e assim por diante.

Esse processo é muito utilizado em salinas, pois com ele é possível obter os diferentes tipos de sais da água do mar, um cristalizado de cada vez, e assim se consegue separá-los.

FUSÃO FRACIONADA (S+S)

Esse método é usado para separar misturas homogêneas S+S e utiliza a propriedade física de fusão como método de separação. É bem simples! Basta aquecer a mistura e o composto com menor ponto de fusão irá se fundir primeiro;

à medida que a temperatura continua sendo aumentada, os próximos compostos vão sendo fundidos e, dessa forma, consegue-se separar sólidos de uma mistura.

É importante lembrar que misturas eutéticas não podem ser separadas por esse método! Você lembra o que é uma mistura eutética? É uma mistura que tem um ponto de fusão constante e ponto de ebulição variado. O que isso quer dizer? Apesar de se tratar de uma mistura, ou seja, de ter mais de um composto diferente, eles se fundem na mesma temperatura, de maneira que você não vai conseguir separá-los por fusão, pois eles vão se fundir ao mesmo tempo! Um exemplo de mistura eutética é a solda, que é formada por estanho e chumbo. Mas e como separar uma mistura eutética? Você pode fazer uma destilação fracionada. Mais adiante vamos falar desse método!

LEVIGAÇÃO (S+S)

Esse método utiliza o fluxo de água como separador da mistura. Separa misturas heterogêneas S+S. Por meio de uma corrente de água, sólidos de baixa densidade são arrastados, enquanto que os mais densos não sofrem ação da corrente de água e permanecem no recipiente. Um uso bem conhecido da levigação é a garimpagem. O garimpo é o nome da exploração de substâncias minerais como o ouro. Os garimpeiros分离 o ouro da areia através da levigação: com a correnteza de água, a areia é arrastada e sobra apenas o ouro (ou outro metal precioso) no recipiente.

O trabalho de garimpagem é realizado no Brasil desde o século XVIII (conhecido como século do ouro) e normalmente é feito de maneira independente e ilegal. Os garimpeiros usam, muitas vezes, o mercúrio para facilitar o processo de separação e identificação do ouro, pois ele se liga ao ouro e essa liga flutua e chega à superfície (Floculação!). O uso de mercúrio facilita o trabalho, mas é extremamente perigoso, pois o mercúrio é tóxico e causa riscos à saúde dos garimpeiros e também prejudica o meio ambiente e as comunidades perto de regiões exploradas.

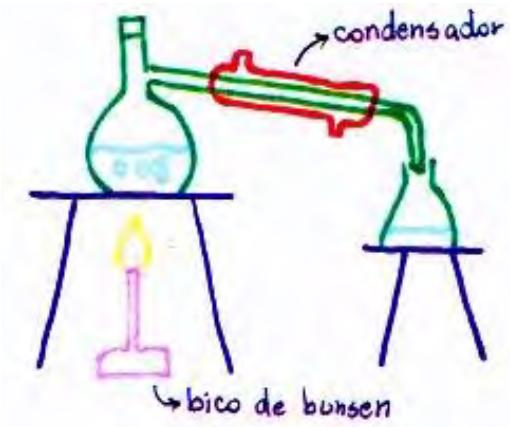


VENTILAÇÃO (S+S)

A Ventilação se baseia no mesmo princípio que a levigação, só que, ao invés de arraste por corrente de água, aqui o método é de arraste por corrente de ar. É usado para separar misturas heterogêneas S+S. Lembre sempre que ventilação remete a vento, ventar. Fácil de memorizar, né? A ventilação é muito usada para grãos, como café e cereais. Aplica-se um fluxo de ar e é possível, então, separar os grãos de quaisquer impurezas que estejam misturadas com eles.

DESTILAÇÃO SIMPLES (S+L)

Esse método se baseia na propriedade física da ebulação e separa misturas homogêneas S+L. Basicamente a mistura é aquecida e o componente de menor ponto de ebulação vai passar do estado líquido para o estado gasoso primeiro. Esse método é muito usado para separar, por exemplo, uma mistura de água e sal. Para separar a mistura se usa um balão de fundo redondo acoplado a um condensador; com o aquecimento da mistura, o componente com menor ponto de ebulação (no caso do exemplo é a água) entra em ebulação e passa para o condensador, onde volta a ser líquido e é recolhido em outro recipiente.



DESTILAÇÃO FRACIONADA (L+L)

A destilação fracionada se baseia no mesmo método que a destilação simples, os componentes da mistura são separados pelos seus diferentes pontos de ebulação. Nesse caso as misturas homogêneas são L+L. A diferença no

processo em relação à destilação simples é que na destilação fracionada se usa uma coluna de fracionamento, que vai deixar apenas o componente com menor temperatura de ebulição passar para o condensador.

É importante lembrar que misturas azeotrópicas não podem ser separadas por esse método. Você se lembra dessas misturas? Uma mistura azeotrópica tem ponto de fusão variado e ponto de ebulição constante, ou seja, os componentes dessa mistura têm o mesmo ponto de ebulição. É o caso de uma mistura de álcool etílico, que é formada por 95,5% de álcool e 4,5% de água. Ao aquecer essa mistura, o álcool e a água entrarão em ebulição na mesma temperatura (78,1°C) e ao mesmo tempo, então não se pode separar essas misturas pela destilação fracionada.

SEPARAÇÃO MAGNÉTICA (S+S)

A imantização usa a propriedade dos ímãs para separar misturas heterogêneas S+S. Coloca-se um ímã próximo a uma mistura que contenha algum componente que seja atraída por ímã, como é o caso de limalhas de ferro, assim o componente será atraído, separando-se do resto. Esse tipo de separação é muito usado na indústria e também em ferros-velhos.

Um exemplo bem simples que você pode fazer em casa para observar esse método na prática é colocar alguns pregos no sal em um recipiente. Ao aproximar um ímã dessa mistura, os pregos irão se grudar ao ímã e o sal continuará no recipiente. É uma maneira bem mais rápida de separar os pregos do que pegá-los um a um, né?



FILTRAÇÃO (S+L // S+G)

Esse método de separação é muito usado no dia a dia! É usado para separar misturas heterogêneas S+L e sólido + gás (S+G) e se baseia na passagem da mistura por um filtro. O componente que tiver uma granulometria maior ficará retido



no filtro, e aquele com granulometria menor passará pelo filtro. O café é uma bebida que pode ser preparada com esse método, pois se coloca o pó de café no filtro, adiciona-se água e apenas as menores partículas do pó passarão pelo filtro e se dissolverão na água.

EVAPORAÇÃO (S+L)

É usado para separar misturas homogêneas S+L e é baseada no mesmo princípio que a destilação. Os componentes são separados pelos seus diferentes pontos de ebulação. Você deve estar se perguntando: “Tá, isso não é a mesma coisa que a destilação?”. Não é! A diferença é que a destilação é feita em um ambiente fechado e a evaporação é feita em ambiente aberto. O que se faz nesse método é deixar a mistura em repouso ou aquecê-la (vai depender do ponto de ebulação dos componentes da mistura), então o líquido evapora e o que sobra é o componente sólido da mistura, que tem um ponto de ebulação bem maior do que o componente líquido.

Um exemplo de uso de evaporação é a obtenção do sal de cozinha. Nas salinas deixa-se a água do mar evaporar (o calor do sol ajuda nesse processo), sobrando apenas o sal.

LIQUEFAÇÃO (G+G)

Por último, mas não menos importante, a liquefação! Esse método de separação recebe o nome da propriedade física na qual se baseia: liquefação (passagem do estado gasoso para o estado líquido). É usada para separar misturas homogêneas gás-gás (G+G). O que se faz é diminuir a temperatura ou a pressão da mistura, e a substância com maior ponto de ebulação (a substância que entrou em ebulação por último, portanto) é a que primeiro vai se converter do estado gasoso para o estado líquido. Usa-se muito esse método para separar os componentes do ar.

RELEMBRANDO

Ufa! Finalmente chegamos ao fim. São realmente muitos métodos de separação de misturas, e olha que esses são apenas os principais, existem muitos outros! Mas calma! Agora vamos revisar, assim você não irá se esquecer de nenhum! Primeiro, algumas considerações gerais sobre as separações de misturas:

Tenha sempre em mente as propriedades físicas de cada componente da mistura. Se elas forem diferentes para cada componente, provavelmente o método escolhido se baseará nisso!

Exemplo: Sal e água têm diferentes pontos de fusão. O método de evaporação pode ser usado para separá-los.

Lembre-se que uma mesma mistura pode ser separada por mais de um método diferente!

Exemplo: A mesma mistura de sal e água acima pode ser separada tanto por evaporação como por destilação simples.

Separar misturas pode exigir mais de um método. Então lembre-se sempre que uma mistura pode envolver mais de um método!

Exemplo: Uma mistura de sal e areia pode ser primeiramente separada por dissolução fracionada ao acrescentar água e obter a mistura água + sal e areia; depois por decantação, deixando o recipiente em repouso (a areia irá para o fundo), ou pode-se fazer uma filtração, que separará a mistura água + sal da areia e depois fazer uma destilação simples, que levará a água a entrar em ebulação, sobrando apenas o sal.

Aqui abaixo está uma tabela resumindo os principais métodos de separação e as suas principais características. Depois que você estudar bem cada um deles, essa tabela poderá ser muito utilizada para fixar os métodos. :)

RESUMO SEPARAÇÃO DE MISTURAS HETEROGÊNEAS:

Tipo	Método	Baseado em	Exemplo
S+S	Catação	Aspecto dos grãos/objetos	Feijão + pedrinhas; reciclagem
	Tamisação (Peneiração)	Tamanho dos grãos	Areia + brita
	Flotação	Diferença de densidade	Areia + serragem
	Dissolução Fracionada	Diferença de solubilidade	Areia + sal
	Levigação	Diferença de densidade	Garimpagem (corrente de água)
	Ventilação	Diferença de densidade	Arroz + impurezas (corrente de ar)
	Imantização	Atração por ímã	Pó de ferro + pó de enxofre
S+L	Decantação	Diferença de densidade	Água + areia
	Centrifugação	Aceleração da decantação	Sangue
	Extração	Infusão, moagem, percolação	Chás e sucos
	Filtração	Diferença de solubilidade/granulometria	Água + areia
L+L	Decantação	Diferença de densidade	Água + gasolina
S+G	Filtração	Diferença de solubilidade/granulometria	Aspirador de pó (ar + poeira)

RESUMO SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÊNEAS:

Tipo	Método	Baseado em	Exemplo
S+S	Flocação	Diferença de densidade	Tratamento de água
	Cristalização	Diferença de solubilidade	Salinas
	Fusão fracionada	Diferença no ponto de fusão	Ligas metálicas
S+L	Destilação simples	Diferença no ponto de ebulação	Água + sal
	Evaporação	Diferença no ponto de ebulação	Água + sal
L+L	Destilação fracionada	Diferença no ponto de ebulação	Petróleo
G+G	Liquefação	Diferença no ponto de ebulação	Ar

Era isso, pessoal! Espero que vocês tenham aprendido um pouco mais sobre a separação de misturas e sistemas materiais. Não esqueça de fazer muitos exercícios, ok? :) Até mais!

PRA SABER MAIS!

Filmes e documentários:

Ilha das Flores , Jorge Furtado, 1989

Esse documentário é muito interessante! Além de abordar toda a questão de como o lixo é gerado e descartado, o documentário vai além: fala do consumismo e da geração exagerada de lixo, da vida das pessoas que moram na Ilha das Flores (localizada em Porto Alegre/RS), da desigualdade social, da fome e da pobreza. É uma ótima oportunidade para refletir e aprender alguma coisa.

REFERÊNCIAS

TIPLER, Paul. Mecânica, Oscilações e Ondas, Termodinâmica. Editora LTC

KOTZ, J.C.; TREICHEL, P. Química Geral e Reações Químicas. Vol. 1. Editora LTC

PARTE I

QUÍMICA

02

ATOMÍSTICA

meSalvo!

ATOMÍSTICA

E aí, galera do Me Salva! Tudo certo? Você já se perguntou do que somos feitos? Os fãs da biologia podem dizer que somos feito de células, por exemplo. Mas e o que compõe as células? E o que compõe o que a compõe? É como se fôssemos dando um zoom “infinito” para dentro da estrutura das coisas. Será que existe uma unidade fundamental de todas as coisas? Já acreditaram que sim, e chamaram essa unidade de **átomo**.

Nessa apostila, vamos falar sobre os diferentes **modelos de átomos**. Diversos filósofos e cientistas se perguntavam sobre a estrutura do átomo e desenvolveram modelos para entender a constituição da matéria. Sabia que esse conhecimento é usado para prever determinados comportamentos dos materiais, como por que Mentos com Coca-Cola explode? E, além disso, a estrutura do átomo permitiu que se entendesse e se manipulasse a radioatividade?

Veremos que os modelos em si não são complicados, mas saber diferenciá-los pode ser difícil. Essa é uma matéria que parece simples, mas, quando vemos, estamos misturando as cargas espalhadas do pudim de passas do Thomson com o átomo indivisível do Dalton! Calma, que veremos os modelos à medida que cada um foi desenvolvido, e a evolução do conceito do átomo vai se encaixando até o modelo aceito atualmente. Vamos marcar as características mais importantes de cada um para que a identificação de cada modelo não seja um problema, certo? Vamos lá!

MODELOS ATÔMICOS

Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr. Você já ouviu falar nesses caras? A evolução do conceito do átomo se deu pela contribuição desses quatro principais cientistas através de seus modelos atômicos propostos. Importante destacar que, embora algumas ideias não sejam mais aceitas, todas as contribuições dadas tiveram uma grande importância para a sua época. Além disso, foi a partir do modelo de um cientista que o outro pôde desenvolver o próximo modelo.

Mas o que é um modelo atômico? São representações que não correspondem exatamente à realidade, mas que servem para explicar o comportamento e o funcionamento do átomo, suas propriedades e suas características. E saber sobre a estrutura do átomo foi fundamental para o desenvolvimento da química, uma vez que permitiu entender melhor as reações químicas entre átomos e a produção de produtos de nossos interesses.

Agora que vimos a importância de entender o que está por trás da estrutura de um átomo, vamos ver como se deu a evolução do modelo atômico até o desenvolvimento do modelo atual? Partiu aprender essa história!

MODELO ATÔMICO DE DALTON

A expressão “átomo” é muito antiga. Sabe-se que, por volta de 400 a.C., os gregos **Demócrito** e **Leucipo** sugeriram modelos de átomos. Segundo eles, a matéria era formada por pequenas partículas, o átomo, que em grego significa **indivisível**. Demócrito definiu o átomo como uma **partícula infinitamente pequena, indivisível, compacta, não compressível, sem poros e homogênea**. Segundo ele, os átomos diferem apenas na forma, arranjo, posição e magnitude.

Importante lembrar! O modelo proposto pelos gregos é um modelo filosófico, sem base experimental, sem forma e sem núcleo.

O químico inglês **John Dalton** (1766 - 1844) foi, no entanto, o primeiro a relacionar o átomo com propriedades, dando a ele uma **definição química**. Retomando as ideias de Demócrito e Leucipo e de leis comprovadas experimentalmente, Dalton definiu o átomo como a **menor unidade da matéria que conserva as suas propriedades**, consistindo em uma **esfera maciça, homogênea, indivisível** e de **carga elétrica neutra**.



Modelo de Dalton

- ✓ Esfera maciça
- ✓ Indivisível
- ✓ Carga elétrica neutra

MODELO ATÔMICO DE THOMSON

A descoberta do elétron, no final do século XIX, impulsionou o surgimento de novas propostas de modelos de átomo. Isso foi muito importante para entender porque a matéria, que era neutra - segundo Dalton -, podia ficar eletrizada.

A natureza elétrica da matéria já era conhecida desde a antiguidade: o filósofo grego Tales de Mileto já havia mostrado que, quando atritamos âmbar com um pedaço de lã, ele passa a atrair objetos leves. O modelo de Dalton, no entanto, não conseguia explicar esse fato.

Joseph John Thomson (1856 - 1940) realizou experimentos com uma ampola de Crookes que foram capazes de demonstrar que **há carga elétrica na matéria**. Você deve estar se perguntando como ele provou que há elétrons nos átomos? O que é uma ampola de Crookes? Vamos falar um pouco de como funcionou esse experimento!

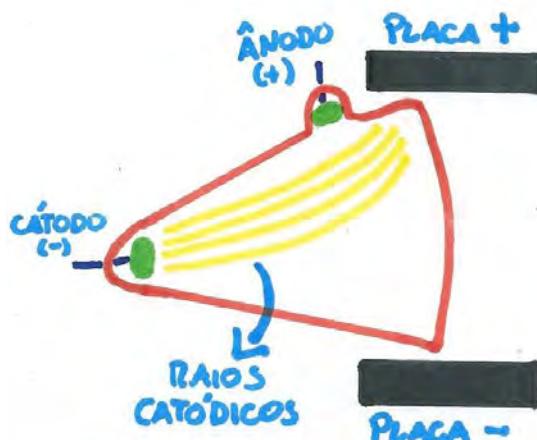
Ampola de Crookes: Cientistas conseguiram ver luz através do confinamento de um gás em baixas pressões e com aplicação de uma diferença de potencial (como uma pilha). Olha a foto abaixo.

O que Thomson fez foi aproximar desses raios de luz de um outro campo elétrico, representado pelas placas mais escuras da figura. No seu experimento, Thomson percebeu que os raios catódicos sofriam um desvio! E o que isso representou? Que existe alguma propriedade da matéria, que os cientistas chamaram de carga elétrica. Essa tal de carga elétrica tem o potencial de atrair outras cargas.

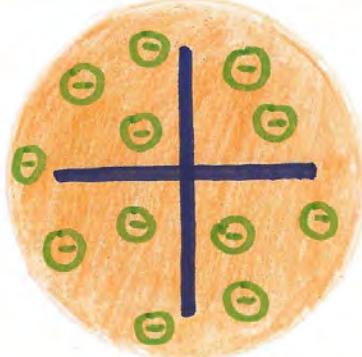
E como chegamos no átomo? Ora, se existe uma tal de carga elétrica que é responsável por alguns efeitos meio estranhos do universo o nosso modelo de átomo tem que conter alguma referência a ela! E mais: provavelmente deve haver dois tipos de carga. Por quê? A resposta é que não vivemos nos atraindo o tempo inteiro, de forma que esses dois tipos de carga devem ser de alguma forma opostos, mantendo a natureza que vemos sem atrações e repulsões enlouquecidas.

Com base nesse raciocínio, Thomson propôs o seu modelo atômico: uma esfera com carga de um tipo, com cargas do outro tipo distribuídas por toda sua extensão. Esse modelo ficou conhecido como o “pudim de passas”!

AMPOLA DE CROOKES



"PUDIM DE PASSAS"



Modelo de Thomson

- ✓ Não é maciço nem indivisível
- ✓ As cargas pequenas ficaram conhecidas como elétrons e chamadas negativas
- ✓ A carga total é em geral nula

Já estudamos Dalton e Thomson, vamos fazer um exercício sobre suas descobertas?

Exercício 1: Na figura abaixo, está representado um letreiro luminoso, feito a partir de tubos de raios catódicos.



Qual foi o primeiro modelo atômico a incorporar a noção de que os raios catódicos são constituídos pelo fluxo de partículas menores que o átomo e dotadas de carga negativa?

- a) Modelo atômico de Dalton.
- b) Modelo atômico de Thomson.
- c) Modelo atômico de Rutherford.
- d) Modelo atômico de Bohr.
- e) Modelo atômico de Einstein.

Resposta: B

MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD

Antes de descrevermos o modelo atômico de **Ernest Rutherford** (1871-1937), vamos falar sobre alguns importantes trabalhos desenvolvidos por ele. Eles serviram de subsídio para o desenvolvimento do seu modelo atômico e vão nos ajudar a compreender melhor a origem das suas ideias, ok?

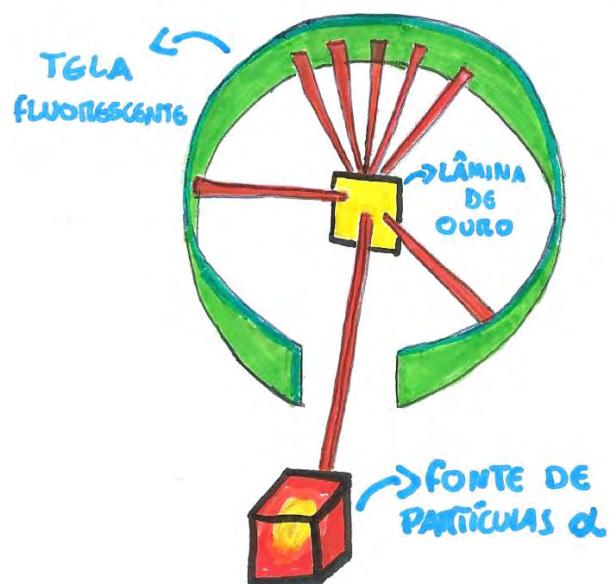
DESCOBERTA DE DIFERENTES TIPOS DE RADIAÇÃO

- ✓ Partículas alfa: carregadas positivamente e com massa superior a do elétron;
- ✓ Partículas beta: compostas de elétrons (negativos);
- ✓ Partículas gama: ondas eletromagnéticas de alta energia.

EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

Rutherford bombardeou finas lâminas de metal com radiação do tipo alfa. Ele observou que, inicialmente, as partículas alfa atravessavam as lâminas como se estas **tivessem imensos espaços vazios**. Após um tempo com o equipamento funcionando, ele viu que uma pequena fração das partículas alfa sofriam um desvio na sua trajetória. Além disso, algumas partículas foram rebatidas. Se liga no esquema.

EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

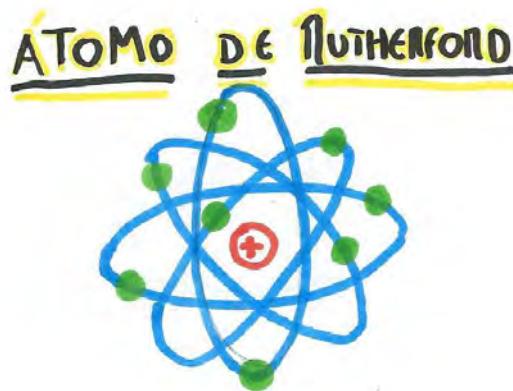


E o que esse comportamento das partículas alfa representou para Rutherford?

- ✓ Existem vastos espaços que não impõem barreiras à passagem das partículas alfa. Por isso, muitas partículas atravessaram a lâmina sem desvios;
- ✓ As partículas que são desviadas apresentam esse comportamento, pois ocorreu um choque com alguma parte do átomo. Para que a partícula fosse desviada, esse núcleo deveria ter uma massa de mesma ordem de grandeza da massa da partícula.

Foi a partir dessas conclusões que ele conseguiu propor o seu modelo atômico! No modelo de Rutherford, o átomo seria composto por uma região negativa (eletrosfera) contendo pouquíssima massa (maioria das partículas alfa passou pela lâmina e não alterou sua trajetória).

No centro do átomo, existiria um núcleo positivo com praticamente toda a massa do átomo (algumas partículas alfa tiveram sua trajetória desviada e outras foram rebatidas).



Rutherford propôs, com esse modelo, que o átomo seria como o **sistema solar**, em que o núcleo (pequeno e positivo) representaria o sol, e os elétrons (negativos), os planetas, que ficam girando ao redor do núcleo, numa região chamada de eletrosfera.

Modelo de Rutherford

- ✓ Núcleo pequeno, de carga positiva e com quase toda a massa do átomo;
- ✓ Eletrosfera contendo os elétrons (partículas negativas e com pouquíssima massa);
- ✓ Elétrons giram ao redor do núcleo (sistema solar).

MODELO ATÔMICO DE BOHR

O modelo atômico de Bohr também é conhecido como modelo atômico de Rutherford-Bohr, visto que **Niels Henrik David Bohr** (1885 - 1962) trabalhou junto com o grupo de pesquisa do Rutherford no desenvolvimento de um modelo atômico.

Primeiramente, porque o modelo de Rutherford não era totalmente correto? De acordo com os conhecimentos de eletromagnetismo da época, já se sabia que, segundo o modelo de Rutherford, os elétrons se "chocariam" com o núcleo. Ou seja, seu modelo não estava totalmente certo porque não tinha uma resposta do porque esse fenômeno era evitado pelo átomo.

Relacionando! No sistema newtoniano (solar), quando um planeta gira em torno do sol em órbita estacionária, não há absorção ou emissão de energia, e isso é uma propriedade do sistema gravitacional, equacionado pela mecânica clássica.

Esse sistema não faz sentido para o modelo atômico. Você deve estar se perguntando, mas porque não? É simples! Já que o elétron pode ganhar ou perder energia, por esse sistema, os elétrons iriam se aproximando do núcleo até caírem sobre ele. Desse modo, os átomos seriam instáveis, mas isso não é verdade, certo? Os elétrons não caem no núcleo e o átomo é estável. Por isso, os conceitos da física clássica não se aplicam integralmente aqui!

O estudo dos espectros eletromagnéticos dos elementos e a aplicação de conceitos da Teoria dos Quanta de Max Planck por esse físico permitiu que ele pudesse adicionar algumas observações ao modelo de Rutherford.

Bohr propôs que o elétron não somente gira em torno do núcleo, mas também poderia estar em várias órbitas, ou seja, os elétrons se movem ao redor do núcleo mudando de órbita ou nível de energia. E como o elétron consegue mudar de órbita? Recebendo ou doando energia! E isso significa que o modelo atômico não tem tanta semelhança com o sistema solar.

OBSERVAÇÕES DE BOHR

- ✓ Os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas circulares;
- ✓ Enquanto os elétrons estão nessas órbitas, eles não emitem energia;
- ✓ Os elétrons podem mudar de órbita, mas não podem estar entre as órbitas, somente nelas;
- ✓ A mudança de órbita resulta em absorção ou emissão de energia.
 - ◆ Se elétron vai para uma órbita mais externa: ABSORÇÃO de energia;
 - ◆ Se elétron vai para uma órbita mais interna: EMISSÃO de energia;
- ✓ Cada órbita corresponde a um nível de energia (quanto mais externo, mais energético o elétron).

Bohr dividiu a eletrosfera em sete camadas, as chamadas camadas de valência ou níveis de energia: K, L, M, N, O, P e Q. Quanto mais próximo do núcleo estiver o elétron, menor a sua energia; e quanto mais afastado do núcleo o elétron estiver, maior a sua energia (lembre-se que o núcleo positivo atrai o elétron negativo, por isso, quanto mais longe, maior deve ser a sua energia).



Agora, vamos falar sobre um detalhe bem importante desse modelo. Já vimos que a mudança de órbita do elétron ocorre obrigatoriamente com absorção ou emissão de energia. E qual a forma de energia envolvida? O fóton! A absorção ou emissão de energia ocorre na forma de fóton! Ou seja, quando os elétrons vão para camadas mais afastadas ao núcleo, eles absorvem energia; quando eles voltam para uma camada mais próxima ao núcleo, eles podem liberar essa energia na forma de luz!

Pela aplicação da **Teoria dos Quanta**, Bohr observou que a energia não é emitida nem absorvida de maneira contínua, mas em quantidades definidas. Essas quantidades definidas são múltiplos inteiros da unidade fundamental quantum (quanta é o plural de quantum). **A energia é quantizada!**

Como as órbitas apresentam energias discretas (não contínuas), ocorrem absorções e emissões também discretas. São essas mudanças de nível dos elétrons que são responsáveis pelas linhas espectrais de cada elemento, o que permitiu que Bohr pudesse desenvolver esse modelo atômico experimentalmente. Para retomar as descobertas de Bohr, vamos responder uma questão?

Exercício 2: Sobre o modelo atômico proposto por Bohr, afirma-se:

- I. Quando um elétron salta de um nível menor para um nível mais elevado, ele emite radiação em forma de luz.
- II. Cada nível de energia ao redor do núcleo comporta um número máximo de elétrons.
- III. Um elétron só pode saltar de um nível menor para um nível mais elevado caso absorva energia.
- IV. Quando um elétron em estado excitado retorna ao seu estado fundamental, energia é liberada apenas na forma de luz visível.

Quais afirmações estão corretas?

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

Resposta: C

Modelo de Bohr

- ✓ Núcleo pequeno, de carga positiva e com quase toda a massa do átomo;
- ✓ Elétrons giram ao redor do núcleo (sistema solar) sem absorver ou emitir energia no movimento estacionário;
- ✓ Eletrosfera contendo os elétrons dividida em sete camadas;
- ✓ Mudança de nível dos elétrons pela absorção ou emissão de fóton (energia).

Importante saber!

- ✓ As hipóteses de Bohr tinham o objetivo de explicar o comportamento do elétron que o modelo do sistema solar (pela mecânica clássica) de Rutherford não conseguia;

- ✓ Apesar de conseguir modelar o movimento do elétron no átomo de hidrogênio, o modelo de Bohr não teve sucesso quando aplicado a outros elementos;
- ✓ É aí que surge a **mecânica quântica**! Com ela, é possível explicar melhor a estrutura atômica, e estudaremos ela em seguida com o modelo atômico atual.

Depois de estudar sobre as descobertas científicas que deram origem a esses 4 modelos atômicos, vamos colocar em prática nossos conhecimentos?

Exercício 3: Associe as colunas corretamente:

- | | |
|-----------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
| (1) Modelo atômico de Dalton; | () Modelo que afirma que os elétrons giram em órbitas circulares em torno do núcleo; |
| (2) Modelo atômico de Thomson; | () Modelo que é conhecido como "pudim de passas"; |
| (3) Modelo atômico de Rutherford; | () Modelo que assume que o átomo é uma esfera maciça; |
| (4) Modelo atômico de Bohr; | () Primeiro modelo a incorporar a ideia de eletrosfera; |

A ordem correta de preenchimento é:

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

Resposta:B

Exercício 4: Qual é o primeiro modelo atômico capaz de explicar os fogos de artifício?



<<http://www.robolaranja.com.br/?s=fogos+de+artif%C3%ADcio> >. Acesso em 06 abr. 2015.

- a) Modelo atômico de Dalton.
- b) Modelo atômico de Geissler.
- c) Modelo atômico de Thomson.
- d) Modelo atômico de Rutherford.
- e) Modelo atômico de Bohr.

Resposta: E

MODELO ATÔMICO ATUAL

A principal diferença do modelo atômico que utilizamos hoje para o de Bohr foi a descoberta de partículas sem carga elétrica no núcleo do átomo: o nêutron. Fora isso, o modelo atômico atual, chamado **mecânico-quântico**, foi desenvolvido a partir de alguns outros princípios, se liga! Eles serão explicados lá nas aulas de física moderna. Por enquanto, ficam como curiosidade e motivação para você conhecer alguns dos grandes nomes da ciência.

ALBERT EINSTEIN

Em 1905, logo após Max Planck formular a sua teoria dos quanta, postula que a energia possui massa, e que a massa é energia. Este postulado muitas vezes é lembrado pela famosa equação $E = mc^2$ (não se atenha à equação nesse momento, não é necessário entendê-la por completo). Einstein também observou

que a luz deve apresentar natureza ondulatória, mas também natureza corpuscular (**fótons de energia** ou **quanta de massa** da luz). E essa natureza da luz será aplicada ao elétron, como veremos no próximo cientista.

LOUIS DE BROGLIE

Propôs o comportamento de **dualidade do elétron**, tendo tanto comportamento corpuscular como ondulatório, assim como a luz. O elétron passa a ser conhecido como **partícula-onda**.

WERNER KARL HEISENBERG

Estabeleceu que não é possível determinar com precisão, em um dado momento, a posição e a velocidade de uma partícula (elétron). E o que isso significa? Não é possível saber, ao mesmo tempo, a posição e a energia do elétron. Essa restrição ficou conhecida como o **Princípio da Incerteza**!

ERWIN SCHRÖDINGER

Definiu o **orbital** através de complexas equações matemáticas: **região do espaço atômico onde há maior probabilidade de se encontrar o elétron**. Agora, no lugar de órbitas definidas, temos orbitais! Schrödinger estabeleceu uma equação que relaciona a energia do sistema eletrônico com as suas propriedades ondulatórias, expressando a energia do elétron como energia cinética e energia potencial, e a partir dela os números quânticos são definidos. Falaremos mais dos números quânticos a seguir!

WOLFGANG PAULI

Observou que existia uma **regra para a distribuição eletrônica dos níveis, subníveis e orbitais**. Pauli estabeleceu que, em um átomo, dois elétrons não

E o que é o spin? Os elétrons apresentam um movimento de rotação ao redor de seu próprio eixo, o que gera um campo magnético. Esse movimento de rotação ao redor do próprio eixo é denominado de **spin eletrônico**.

podem ocupar o mesmo estado quântico simultaneamente, ou seja, não podem ter os mesmos números quânticos. Esse princípio ficou conhecido como **Princípio de exclusão de Pauli**. Esse princípio limita que **cada orbital só acomode um par de elétrons, com spins opostos e antiparalelos**.

FRIEDRICH HUND

Propôs uma **regra de preenchimento eletrônico dos elétrons**, estabelecida pelo **Princípio da Máxima Multiplicidade**. Devido à repulsão eletrônica pela presença de dois elétrons no mesmo orbital, o preenchimento eletrônico dos subníveis deve ser feito adicionando um elétron em cada orbital. Somente após todos os orbitais do subnível estarem completamente semipreenchidos, coloca-se o segundo elétron no orbital.

LINUS PAULING

Estabeleceu a **ordem de preenchimento crescente** de energia em níveis e subníveis, através de um diagrama, o famoso **Diagrama de Linus Pauling**! Esse diagrama também é conhecido como **Regra de Madelung**, e veremos ele com mais detalhes em seguida.

Modelo atômico atual

- ✓ Núcleo denso e compacto (prótons e nêutrons);
- ✓ Elétrons giram ao redor do núcleo de maneira deslocalizada;
- ✓ Elétron como partícula-onda;
- ✓ Orbital: região com maior probabilidade de se encontrar o elétron.

Agora que já temos a base das teorias propostas sobre o comportamento do elétron e conhecimento sobre o preenchimento eletrônico, vamos aprender sobre os números quânticos, que são a base da distribuição eletrônica!

DIAGRAMA DE LINUS PAULING

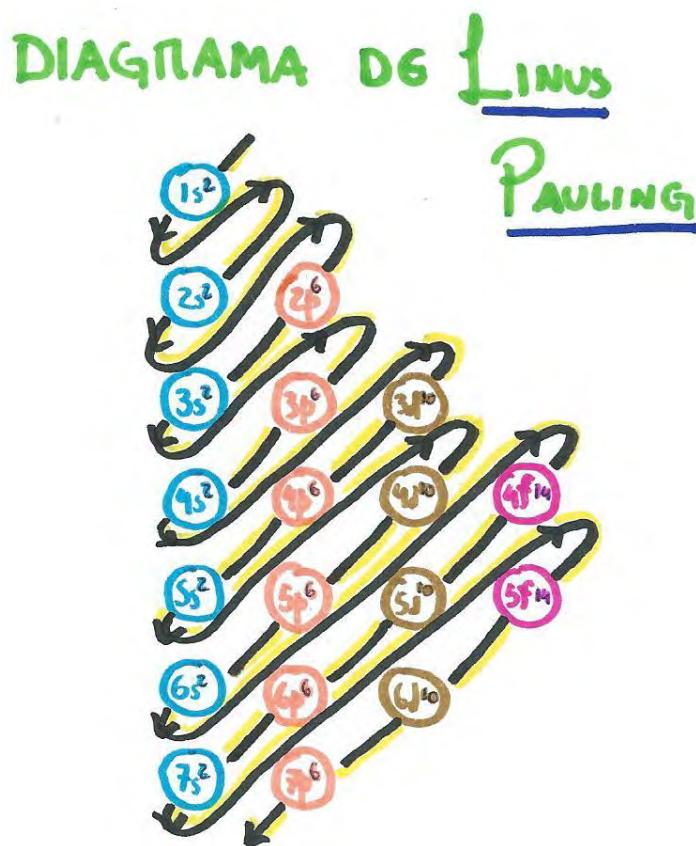
Depois de estudarmos o átomo, descobrimos que ele é composto de prótons, nêutrons e elétrons. Os dois primeiros ficam no núcleo, compactados. O desafio agora é conseguirmos dizer onde ficam os elétrons? Se temos vários orbitais, como distribuir os elétrons da maneira correta?

O cientista que propôs uma organização é o Linus Pauling. Chamamos as camadas eletrônicas – níveis – de K, L, M, N, O, P e Q, né? Cada uma dessas camadas pode conter subcamadas, ou subníveis, chamados s, p, d e f.

A capacidade eletrônica (número máximo de elétrons) é de

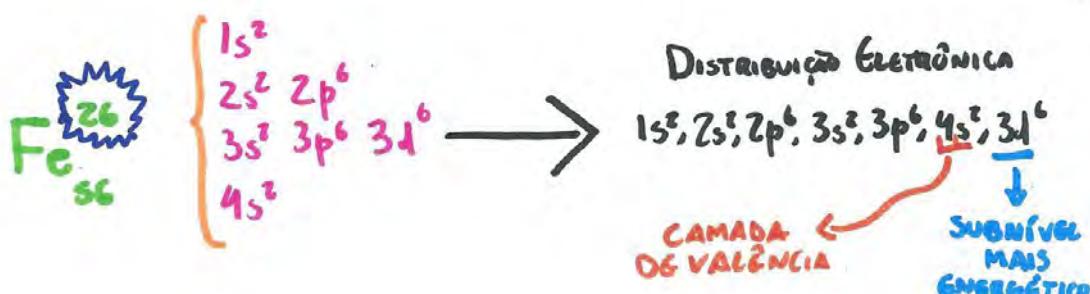
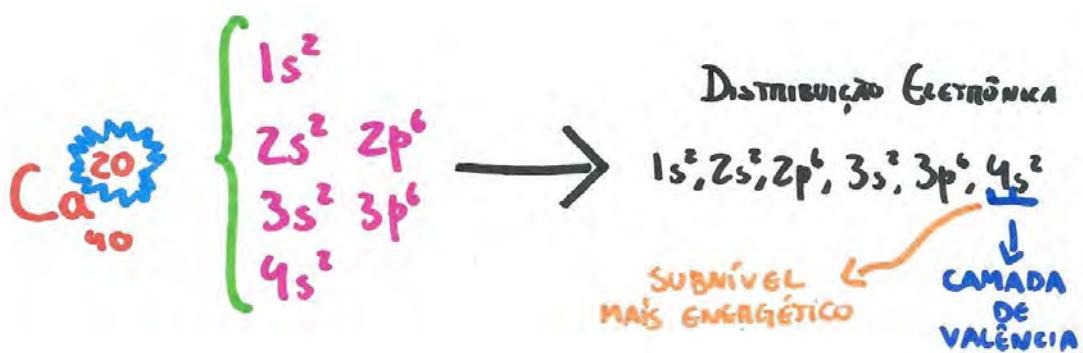
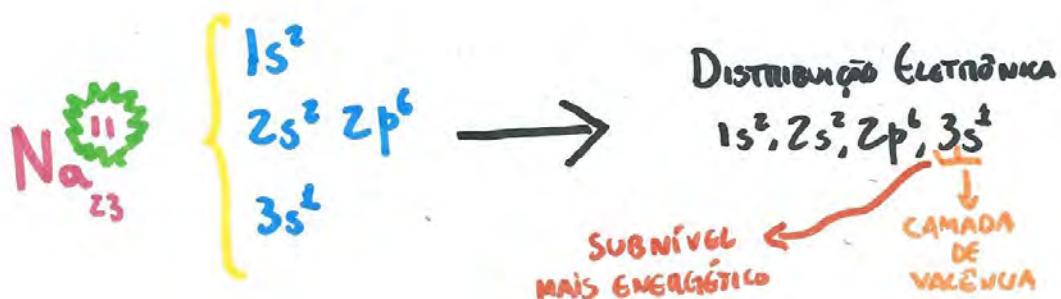
- ◆ Subnível s = 2 elétrons
- ◆ Subnível p = 6 elétrons
- ◆ Subnível d = 10 elétrons
- ◆ Subnível f = 14 elétrons

Então, desenha-se o diagrama abaixo.



Vamos ver como aplicamos esse conteúdo. Para distribuir os elétrons no diagrama, é necessário possuir o número de elétrons do átomo e seguir os traços diagonais do diagrama, respeitando a quantidade máxima de elétrons em cada subnível.

EXEMPLOS DE DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA



NÚMEROS QUÂNTICOS

Nesta seção, vamos explicar melhor o conceito dos níveis e subníveis eletrônico através do conceito de números quânticos. Não se assuste, pois é uma matéria bastante abstrata e muito improvável de ser cobrada em provas.

NÚMERO QUÂNTICO PRINCIPAL (N)

O número quântico principal especifica o nível de **energia do elétron**, assim como o **volume** da região do espaço onde o elétron se encontra. Ele assume **valores inteiros de 1 até infinito**. Quanto maior o número quântico principal, maior o nível de energia do elétron e maior o volume da região no espaço onde se encontra o elétron.

Nível de Energia	K	L	M	N	O	P	Q
Nº QUÂNTICO PRINCIPAL (n)	1	2	3	4	5	6	7

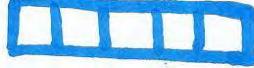
NÚMERO QUÂNTICO SECUNDÁRIO OU AZIMUTAL (L)

O número quântico secundário, também conhecido como **subnível de energia**, determina a **forma** da região no espaço onde o elétron será encontrado. Ele assume **valores inteiros entre 0 e n - 1**, onde n é o número quântico principal. Por exemplo, se um número quântico principal de um elétron for n = 3, há três possibilidades para o número quântico secundário: l = 0, ou l = 1, ou l = 2. O número quântico secundário também especifica **energia**: quanto maior ele for, maior será a energia do elétron.

Os subníveis de energia são denominados também por letras, com significado de origem da língua inglesa. O **subnível 0** é chamado de **s (sharp)**, o **1 de p (principal)**, o **2 de d (difuse)** e o **3 de f (fundamental)**.

NÚMERO QUÂNTICO MAGNÉTICO (ML):

O número quântico magnético determina a orientação espacial da região no espaço onde o elétron pode ser encontrado, ou seja, determina a **orientação do orbital**. Diferente dos outros números quânticos, o magnético não especifica energia. Ele assume valores inteiros de $-l$ até $+l$, onde l é o número quântico secundário. O número quântico magnético nos fornece o número de possibilidades de orientações espaciais. A seguir seguem todas as orientações espaciais possíveis dos orbitais s, p e d.

Subníveis	Valores l	Valores m	Nº orbitais	Representação Gráfica
s	0	0	1	
p	1	-1, 0, +1	3	
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	

PARA QUEM GOSTA DE FÍSICA!

- ✓ Vale observar que o modelo de analogia do átomo com o sistema solar foi bem polêmico para a sua época. Ele previa que as equações da mecânica clássica, conhecidas para o sistema solar, poderiam ser aplicadas ao sistema atômico.
- ✓ O sistema é considerado newtoniano, e, olhando os detalhes da analogia, vemos problemas! Quando um planeta gira em torno do sol em órbita estacionária, não há absorção ou emissão de energia (e isso é uma propriedade do sistema gravitacional, equacionado pela mecânica clássica).
- ✓ Pela mecânica clássica, sabe-se que jamais um elétron poderá permanecer em órbita estacionária, em torno de um núcleo, sem estar submetido à aceleração.
- ✓ Segundo os princípios da mecânica clássica, um elétron que gira em torno de um núcleo positivo sem absorver energia irá, obrigatoriamente, emitir um arco-íris de cores, até finalmente colapsar com o núcleo!
- ✓ Foi por isso que esse modelo foi tão polêmico; essa hipótese confronta com toda a mecânica conhecida.

REFERÊNCIAS

Benvenutti, Edilson Valmir. *Química inorgânica: átomos, moléculas, líquidos e sólidos*. 2. ed. rev. - Porto Alegre: Editora da UFRGS, 2006.

PARTE I

QUÍMICA

03

TABELA PERIÓDICA

meSalva!

TABELA PERIÓDICA

E aí, galera do Me Salva! Tudo certo?

Nesta apostila vamos falar sobre a **tabela periódica**. Precisamos decorá-la? Não! Vamos **aprender a consultá-la e dela extrair diversas informações** sobre os átomos. Sabia que lá em 1669 houve a primeira descoberta científica de um elemento químico, mas só no início do século XX, quando já se tinham muitos elementos, que o modelo mais parecido ao que utilizamos hoje foi proposto? Pois é, essa tabela que usamos se chama periódica pois os cientistas que estavam tentando organizar os elementos perceberam que as **características se repetem por períodos**.

Primeiro vamos fazer uma viagem no tempo para entender a **história da tabela**, depois falaremos de sua **estrutura atual** e de cada **característica** separadamente, certo?

Além disso também teremos uma parte desta apostila dedicada ao número de oxidação, o NOX! Vamos lá?

A HISTÓRIA DA TABELA PERIÓDICA

JOHN DALTON

A nossa viagem no tempo começa no século XIX, quando o cientista John Dalton (aquele que inventou o primeiro modelo atômico) listou os elementos por ordem crescente de **massa atômica**.

ELEMENTS			
Hydrogen	1	Strontian	46
Azote	5	Barytes	68
Carbon	12	Iron	50
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	20	Silver	100
Lime	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167

IMAGEM 1: ORDEM DE DALTON PARA OS ELEMENTOS.

Um dos problemas nessa proposta de Dalton é que as massas haviam sido calculadas por ele de uma forma imprecisa, ele pegou o **hidrogênio**, que era sabido ser o elemento mais leve, disse que sua massa era 1 e por comparação determinou a massa dos outros elementos. Mas por que isso é errado, ou melhor, impreciso? Na época não era, pois o modelo de Dalton dizia que o átomo era uma esfera maciça e indivisível, lembra? Mas depois surgiram outros modelos e vimos que, ao comparar dois átomos em que um tem o dobro de número de prótons do outro, por exemplo, não necessariamente tem o dobro em número de nêutrons, por isso as **massas atômicas não são proporcionais**.

O outro problema é que elementos com massas distantes tinham propriedades iguais, então eles deveriam estar juntos, certo?

CHANCOURTOIS

Nossa próxima parada no tempo é em 1862, quando o geólogo Alexandre Chancourtois propõe que os elementos, ordenados por massa atômica fossem distribuídos circularmente em volta de um cilindro, como de formasse o desenho de um parafuso.

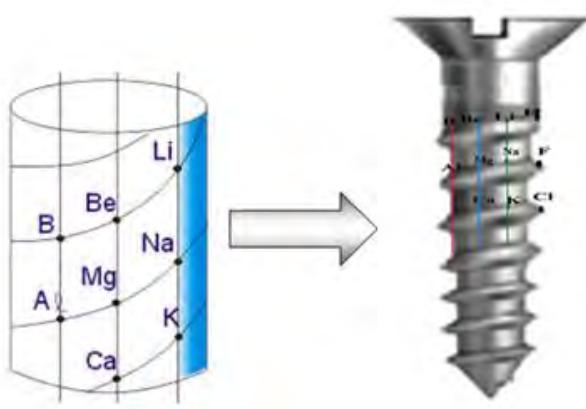


IMAGEM 2: PARAFUSO TELÚRICO PROPOSTO POR CHANCOURTOIS.

Neste modelo estavam alinhados na vertical as propriedades dos elementos, o que era ótimo, porém não funcionava para todos, por isso foi deixado de lado, apesar de ser o primeiro modelo a agrupar as propriedades.

NEWLANDS

Dois anos depois de Chancourtois, John Alexander Newlands relacionou a química com a música, ele distribuiu os elementos, também por ordem de massa atômica, conforme as notas musicais, pois viu que as propriedades de um elemento se repetiam no oitavo a partir dele, e então chamou sua proposta de Lei das Oitavas.

1	2	3	4	5	6	7
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti			



IMAGEM 3: CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS CONFORME A LEI DAS OITAVAS DE NEWLANDS.

Newlands não foi levado à sério, pois sua teoria só funcionava até o cálcio, ou seja, apenas nas duas primeiras oitavas. Hoje o reconhecemos como o precursor de Mendeleiev. Mas quem é Mendeleiev?

MENDELEIEV

Chegamos agora ao pai da tabela periódica! Em 1869 Dimitri Mendeleiev, um químico russo propôs a lógica do modelo que usamos hoje em dia. Ao tentar organizar os elementos, Mendeleiev que já conhecia os trabalhos que vimos até então se deparava com os mesmos problemas, os elementos seguiam e não seguiam uma ordem.

A história conta que esse cientista gostava muito de um jogo de cartas chamado paciência, então resolveu fazer cartas com os elementos que já conhecia, colocando as massas atômicas e algumas propriedades. Há histórias que contam que, depois de estar exausto, ele dormiu e sonhou com a organização dos elementos. Se foi sonho ou não, o que importa é que Mendeleiev organizou suas cartas assim: **nas colunas seguia a ordem crescente de massa atômica e quando uma propriedade se repetia ele começava com essa carta uma nova coluna**. Nesse modelo as cartas não estavam exatamente lado a lado, pois ele acreditava que ainda haviam elementos por descobrir e estes ocupariam os espaços vazios.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВЪСЪ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
Mn = 55	Rh = 104, ⁴	Pt = 197, ⁴
Fe = 56	Ru = 104, ⁴	Ir = 198.
Ni = Co = 59	Pt = 106, ⁴	O = 199.
H = 1	Cu = 63, ⁴	Ag = 108
Be = 9, ⁴	Mg = 24	Zn = 65, ⁴
B = 11	Al = 27, ⁴	? = 68
C = 12	Si = 28	? = 70
N = 14	P = 31	As = 75
O = 16	S = 32	Se = 79, ⁴
F = 19	Cl = 35, ⁴	Br = 80
Li = 7	Na = 23	K = 39
		Rb = 85, ⁴
		Cs = 133
		Tl = 204.
		Ca = 40
		Sr = 87, ⁴
		Ba = 137
		Pb = 207.
		? = 45
		Ce = 92
		?Er = 56
		La = 94
		?Y = 60
		Dy = 95
		?In = 75, ⁴
		Th = 118?

Д. Менделеевъ

IMAGEM 4: ORGANIZAÇÃO DOS ELEMENTOS QUÍMICOS PROPOSTA POR MENDELEIEV.

A grande diferença nesse modelo é que **as propriedades mostram semelhança numa rede de direções**, ou seja, umas propriedades se relacionam nas linhas, outras nas colunas, na diagonal e até em grupos. Além de **prever que haviam elementos ainda não descobertos**, por causa dos espaços vazios de que falamos antes, nessa proposta alguns átomos não seguiam uma ordem crescente de massa atômica.

Nesse mesmo ano, o químico alemão Julius Lothar Meyer chegou às mesmas conclusões, mas só publicou sua proposta no ano seguinte e como quem chega primeiro leva, esse posto ficou o Mendeleiev.

MOSELEY

Chegando ao fim da nossa viagem no tempo, estamos aproximadamente em 1913 e vamos falar do físico Henry Moseley. Vale lembrar que nessa época já era conhecido o modelo atômico Bohr, que utilizamos hoje em dia no ensino básico da química.

Em seu trabalho Moseley estudou os raios-X de alguns elementos e descobriu a **carga nuclear desses**, ou seja, a quantidade de prótons, chamada de

número atômico. Quando ordenou os elementos por número atômico, sem exceções, ele viu que as propriedades se repetiam periodicamente e ao aplicar esse conceito foi possível corrigir as falhas encontradas na proposta de Mendeleiev.

Agora vamos ver sobre as divisões da tabela periódica e as propriedades dos elementos, para melhor entender como podemos usar e quais informações ela nos fornece.

ESTRUTURA

Como vimos, durante toda a evolução da história da tabela periódica o objetivo era organizar os elementos por grupos e características de uma maneira lógica.

CLASSIFICAÇÃO

A primeira grande característica, que talvez nos salte aos olhos já que por causa dela a tabela é toda colorida, é a classificação conforme as **propriedades físicas**. Normalmente vocês encontrarão os elementos de cada grupo desses com o fundo de uma cor diferente.

H	HIDROGÉNIO																	
	METÁLICOS ALCALINOS E ALCALÍNOS TERROSCOS																	
	METÁLIS DE TRANSIÇÃO																	
	SEMIMETÁLIS																	
	AMETAÍS																	
	GASES NÓBRES																	
	METÁLIS DE TRANSIÇÃO INTERNA																	
1																		
Li	Be																	
Na	Mg																	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn							
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	57-71	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	89-103	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fm	Mg	Lv	Ts	Og	
Lq	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Ac	Tb	Pq	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Esr	Fm	Md	No	Lr				

IMAGEM 5: TABELA PERIÓDICA ATUAL

METAIS

Esse grupo abrange a maior parte dos elementos químicos. Os metais são sólidos e maleáveis à temperatura ambiente, por isso que podemos entortar um anel de prata ou um fio de cobre (exceto o mercúrio - Hg - que é líquido),

possuem aquele **brilho metálico** característico e são **ótimos condutores de calor e eletricidade**. Podem ser encontrados em fios elétricos, moedas, joias.

AMETAIS

Como o nome já diz, temos aqui os elementos com características contrárias às dos metais, é um grupo menor de elementos que **não possuem brilho, não são capazes de conduzir eletricidade, são quebradiços** e têm **tendência a receber elétrons**. Daí você pensa: mas pra que servem? Um bom exemplo é o grafite, que é carbono puro, certo?

SEMIMETAIS

Estes estão em cima do muro, possuem **brilho como um metal** e são **quebradiços como os ametais**, são **sólidos e levemente condutores**. Onde eles estão presentes? Sabia que o vidro e a areia têm como principal constituinte o silício, na forma de óxido - SiO_2 ?

Esse grupo não é reconhecido pela IUPAC - União Internacional de Química Pura e Aplicada - ela sugere que os elementos sejam divididos entre os grupos metais e ametais, mas como você pode encontrar tabela com essa divisão é legal saber né?!

GASES NOBRES

Nossos supremos elementos, são chamados de nobres por serem **quimicamente inertes**, ou seja, são os únicos que não precisam se ligar a outro elemento para serem estáveis. Eles são gases inodoros e incolores, muito utilizados quando queremos uma atmosfera inerte, mas o que isso quer dizer? O nosso ar é composto de N_2 e O_2 , certo? Pois então, esses elementos são reativos, e muitas vezes ao fazer uma reação química você não quer que eles interfiram no resultado previsto. Ou então mergulhadores, que, conforme a profundidade, precisam usar uma mistura $\text{O}_2\text{-He}$, pois O_2 puro seria letal.

HIDROGÊNIO

Apesar de estar localizado no grupo 1, o hidrogênio é um elemento e **não pertence a nenhuma classificação**, ele possui características isoladas como apenas

um elétron na sua camada de valência. Na natureza encontramos ele puro na forma de um gás diatômico - H₂ - incolor, inodoro, inflamável e insolúvel em água.

NÚMERO ATÔMICO - Z

O número atômico é a quantidade de prótons que um elemento químico tem, ou seja, é o que caracteriza cada elemento, assim como o que ordena a tabela periódica.

Vamos pensar no hidrogênio, ele possui apenas 1 próton e 1 elétron e pode ganhar ou perder elétrons que continuará sendo o mesmo elemento, nesse caso como íon hidrogênio ou também pode ter quantidade de nêutrons diferentes, o que chamamos de isótopos, mas sempre que a quantidade de prótons for igual a 1 será hidrogênio.

GRUPOS OU FAMÍLIAS

Na tabela periódica nós vamos encontrar 18 famílias, uma em cada coluna. A principal informação que uma família nos diz é quantos elétrons os elementos dela possuem na camada de valência, além disso a tabela é dividida em blocos conforme o subnível eletrônico, desta maneira:

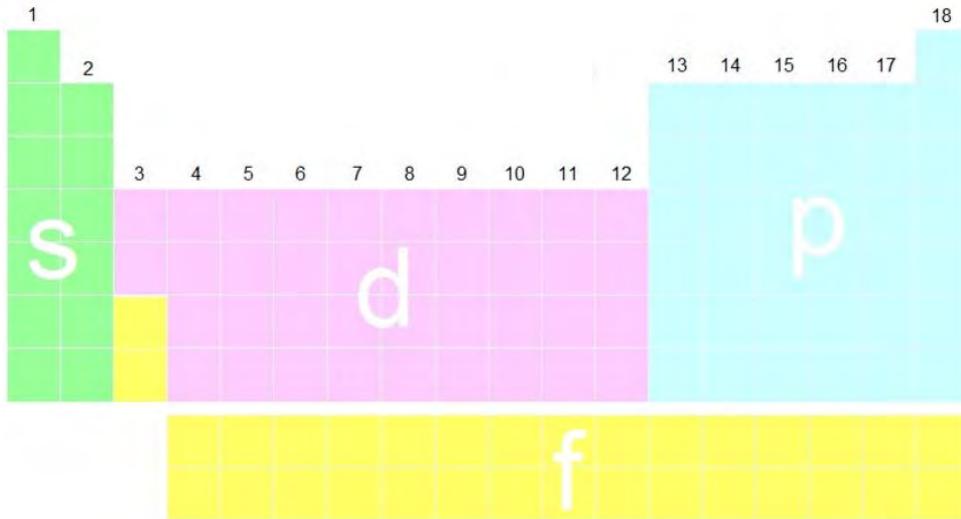


IMAGEM 6: DIVISÃO DA TABELA EM SUBNÍVEIS ELETRÔNICOS DE VALÊNCIA DOS ELEMENTOS.

O bloco f está abaixo do d na estrutura de tabela que usamos, mas na realidade ele se encontra entre os blocos s e d, naquele espacinho em amarelo ali, por uma questão de estética foi colocado abaixo.

Então, vamos ver quantos elétrons tem na camada de valência e algumas características de cada grupo separado?

GRUPO 1: METAIS ALCALINOS

São aqueles elementos da primeira coluna da tabela periódica, exceto o hidrogênio. Todos são metais maleáveis, ótimos condutores de eletricidade e extremamente reativos pelo fato de possuírem apenas um elétron na camada de valência, formando compostos iônicos univalentes ao perder esse elétron.

Subnível de valência: s^1

GRUPO 2: METAIS ALCALINOS TERROSOS

Muito semelhante ao grupo anterior, aqui também temos metais, mas um pouco menos reativos. Formam compostos iônicos bivalentes, ou seja, fazem duas ligações, com a perda de dois elétrons.

Subnível de valência: s^2

GRUPOS 3 - 12: METAIS DE TRANSIÇÃO

Esses elementos podem ser unidos em um grande grupo pois possuem características semelhantes: são metais, duros e bons condutores de eletricidade e calor. Os elétrons de valência, além de preencher os subníveis s e p - s^2p^6 -, estão aqui distribuídos no subnível d.

Grupo	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Subnível de valência	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}

GRUPO 13: GRUPO DO BORO

O primeiro elemento deste grupo - o boro - é um ametal, enquanto os demais são semimetais. Apesar dessa diferença, todos os elementos do grupo possuem **3 elétrons na camada de valência**.

Subníveis de valência: s^2p^1

GRUPO 14: GRUPO DO CARBONO

Aqui vamos ter elementos com características diferentes, mas seguindo uma importante semelhança: terão **4 elétrons na camada de valência**, e, portanto, formam normalmente 4 ligações em que esses elétrons são compartilhados.

Subníveis de valência: s^2p^2

GRUPO 15: GRUPO DO NITROGÊNIO

Como o grupo anterior, aqui temos também características diferentes, mas seguindo a lógica, todos os elementos desse grupo possuem **5 elétrons na camada de valência** e costumam fazer três ligações em que compartilham três elétrons, ficando com um par eletrônico isolado.

Subníveis de valência: s^2p^3

GRUPO 16: CALCOGÊNIOS

Nessa família temos alguns elementos ametais, outros semimetais, portanto não possuem muitas características em comum. São comumente encontrados em minérios e possuem **6 elétrons na última camada**, com isso formam ligações covalentes, em que compartilham 2 elétrons, ou iônicas, com o ganho de 2 elétrons, ficando com sua camada mais externa completa.

Subníveis de valência: s^2p^4

GRUPO 17: HALOGÊNIOS

Voltamos aqui a ter um grupo homogêneo, em que os elementos são **muito reativos** pois, por terem **7 elétrons na camada de valência**, necessitam de apenas um para completá-la. Normalmente formam íons pelo ganho de 1 elétron.

Subníveis de valência: s^2p^5

GRUPO 18: GASES NOBRES

Como já falamos antes, esse grupo possui como principal característica não ser reativo por possuir sua **camada de valência completa**.

Subníveis de valência: s^2p^6

*À exceção do Hélio, que possui apenas o nível 1, tendo esse apenas o subnível s, que é completo com 2 elétrons.

PERÍODOS

Os períodos são as **linhas horizontais da tabela**, num total de 7 em ordem crescente de cima para baixo, e vão nos dizer **quantas camadas eletrônicas os elementos possuem**. Todos os elementos do grupo 1, que são apenas dois - H e He - possuem apenas a camada eletrônica 1, assim como se pegarmos algum elemento do período 5 ele terá cinco camadas eletrônicas.

Agora, olhando para um elemento já conseguimos dizer quantos elétrons ele tem na camada de valência - pelo seu grupo -, qual camada é essa - pelo período - e como esses estão divididos nos subníveis.

Vamos fazer um break de leitura e praticar um pouquinho com exercícios?

Considere as seguintes afirmações:

I. O átomo neutro que apresenta configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ é o sódio.

II. O átomo neutro de estrôncio (Sr) apresenta 5 elétrons na última camada, pois se localiza no período 5.

III. O hélio não é um gás nobre, pois sua configuração eletrônica é $1s^2$.

Está(ão) correta(s) apenas a(s) afirmação(ões):

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

✓ Resposta:A

Considere as seguintes afirmações:

1. O bromo pertence ao período 17 e à família 4.

2. O hidrogênio e o lítio são metais alcalinos, pois localizam-se no grupo 1 da tabela periódica.

4. O elemento fósforo pertence ao grupo do nitrogênio.

8. Cálcio é um metal alcalino terroso.

16. O número atômico do silício é 28,1.

32. Argônio é um ametal.

Com consulta a uma tabela periódica, assinale a alternativa que corresponde à soma das afirmações verdadeiras:

- a) 3
- b) 9
- c) 12
- d) 18

e) 36

Resposta:C

PROPRIEDADES

Neste tópico nós vamos ver como estão distribuídas as propriedades dos elementos na tabela, em qual sentido elas crescem e também o porquê de ser nesse sentido. Vamos lá!

RAIO ATÔMICO

O primeiro da nossa lista é o raio atômico. Quando imaginamos o átomo do modelo atômico de Bohr é um pouco lógico que quanto mais camadas eletrônicas um elemento tem, maior seja seu raio, certo? Por isso, **num grupo ele cresce de cima para baixo**.

Mas e nos períodos? Num mesmo período nós já vimos que a quantidade de elétrons na camada de valência cresce da esquerda para a direita e além disso precisamos lembrar que:

- um átomo possui prótons - cargas positivas - no núcleo e elétrons - cargas negativas - ao redor do núcleo;
- cargas diferentes se atraem;

Após essas colocações percebemos que estamos comparando átomos que possuem o mesmo número de camadas, mas quantidades diferentes de cargas positivas e negativas. Sabia que quanto mais cargas positivas e negativas nós temos, maior é a atração entre elas? Por isso o raio vai diminuir com o aumento do número de elétrons na última camada, ou seja, **num período cresce da direita para a esquerda**.

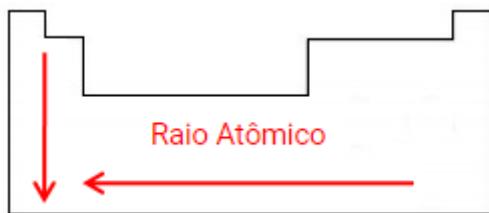


IMAGEM 7: ORDEM CRESCENTE DE RAIO ATÔMICO

ENERGIA DE IONIZAÇÃO

Aqui estamos falando da **energia que precisamos fornecer para remover elétrons de um átomo neutro no estado gasoso**, e esta característica está diretamente relacionada com o raio atômico, quer ver? Quanto maior o raio atômico, mais afastados do núcleo os elétrons estão, ou seja, mais afastados das cargas positivas que os atraem, com isso podemos concluir que seja mais fácil remover um elétron que está menos atraído, o termo mais fácil quer dizer que menor energia é requerida.

Essa energia necessária para a ionização cresce conforme diminui o raio atômico, ou seja, conforme os elétrons estão mais atraídos pelo núcleo.

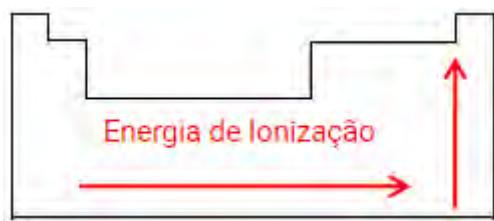


Imagen 8: Ordem crescente de energia de ionização

AFINIDADE ELETRÔNICA

De novo vamos falar em energia, mas agora da **energia liberada por um átomo neutro em estado gasoso ao receber elétrons**, em função de quão fortemente esse elétron recebido se liga ao átomo. Como assim? **Quanto mais estabilidade esse elétron recebido permite que o átomo tenha, maior será a energia pelo átomo liberada**.

O aumento é no mesmo sentido da energia de ionização, parece estranho né? A grande diferença é que aqui estamos olhando para a energia liberada e não absorvida. Então vamos pensar no exemplo: se um átomo de enxofre recebe um elétron, como já possui 6 na camada de valência, fica com 7. Isso dá uma certa estabilidade ao átomo, pois agora ele só precisaria de mais 1 elétron para chegar aos 8 e ficar com a última camada completamente preenchida. Agora, ao olharmos para o seu vizinho, o cloro, ao receber um único elétron ele já fica com a configuração eletrônica de gás nobre. Ou seja, ao darmos um elétron para cada

um, o cloro fica mais estável que o enxofre, por isso a energia por ele liberada é maior.

*Não definimos afinidade eletrônica para os gases nobres por eles estarem com a camada de valência completa.



IMAGEM 9: ORDEM CRESCENTE DE AFINIDADE ELETRÔNICA

ELETRONEGATIVIDADE

De novo vamos falar sobre os elétrons na camada de valência! Podemos pegar como exemplo o sal NaCl: o átomo de sódio - Na - possui apenas 1 elétron na última camada, isso faz com que ele tenha uma grande tendência a doar esse elétron, ficando assim estável; já o cloro - Cl - possui 7 elétrons de valência, ele só precisa de receber 1 elétron para obter estabilidade, portanto, numa ligação entre esses dois átomos a **nuvem eletrônica fica muito deslocada** pro lado do cloro, a ponto de quando eles são separados o elétron ser capturado pelo cloro, ficando o sódio deficiente, com uma carga positiva. Isso é o que os dois átomos querem, por isso esse sal é tão estável.

Essa **tendência de receber/capturar elétrons é a definição de eletronegatividade**. Ela vai crescer no mesmo sentido da afinidade eletrônica, pois quanto menos elétrons um átomo precisa para adquirir estabilidade, mais vontade de ter esses elétrons ele terá. Quando comparamos átomos de mesmo grupo, é mais eletronegativo aquele que tem menor raio, pois a camada de valência está mais próxima do núcleo e assim os prótons exercem maior força de atração.



IMAGEM 10: ORDEM CRESCENTE DE ELETRONEGATIVIDADE

MASSA ATÔMICA

Hoje pode-se dizer que é fácil determinar a massa de um átomo, com os aparelhos que temos à nossa disposição, mas quando essa massa começou a ser necessitada a realidade era bem diferente e o que se tinha eram métodos comparativos. Com isso se pegou o isótopo 12 do carbono, que contém 6 prótons e 6 nêutrons, e definiu-se que **uma unidade de massa atômica (u.) é igual a 1/12 da massa desse isótopo, que corresponde à $1,660 \times 10^{-24}$ g.**

Agora que já sabemos o que é uma unidade de massa atômica, vamos ver como calculamos a massa de um elemento. Para isso temos que saber quais são seus isótopos (elementos com a mesma quantidade de prótons mas diferentes quantidades de nêutrons) e a abundância desses. A **massa de cada isótopo é dada pela soma dos prótons e nêutrons** e então fazemos uma média ponderada dessas massas considerando a abundância dos isótopos. Quando pegamos, por exemplo, o nitrogênio, ele possui 7 prótons e isótopos com 7 nêutrons em abundância de 99,6% e com 8 nêutrons em abundância de 0,4%. O primeiro isótopo terá 14 u. e o segundo 15 u.. O resultado final será dado pela média ponderada desses, ou seja $m = (14 * 0,996) + (15 * 0,004) = 14,004$ u.

Não adianta muito para nós sabermos a massa em unidades de massa atômica, por isso sempre relacionamos com um mol de elemento, aí teremos esse resultado em gramas.

Falamos que a massa é o somatório dos prótons e nêutrons, mas e os elétrons? Para o cálculo nós podemos **desconsiderar a contribuição do elétron**, pois essa é muito pequena e no resultado final não faria diferença.

➤ A nível de curiosidade:

- massa do próton: $1,673 \times 10^{-24}$ g

- massa do nêutron: $1,675 \times 10^{-24}$ g
- massa do elétron: $9,109 \times 10^{-28}$ g

O crescimento da massa atômica dos elementos na tabela é da esquerda para a direita e de cima para baixo.

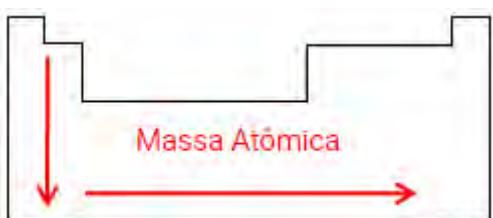


IMAGEM 11: ORDEM CRESCENTE DE MASSA ATÔMICA

VOLUME ATÔMICO

A definição de volume nós já sabemos, é o espaço que algo ocupa. Pois bem, o volume atômico é o **volume de um mol de átomos** e é medido experimentalmente, então temos o fator interação intra e intermolecular presente, aí está o motivo de o volume não crescer junto com o raio e mais, ele é **dependente de temperatura e pressão**. Vamos ver agora como o volume cresce nas condições normais de temperatura e pressão - CNTP - ou em condições próximas.

Numa mesma família o crescimento acontece de cima para baixo, pois temos o aumento de níveis eletrônicos. Já quando olhamos para os períodos nos deparamos com o crescimento acontecendo do centro para as extremidades, mas o que faz isso acontecer? Nós vimos que a afinidade por elétrons cresce da esquerda para a direita e que os átomos da esquerda na tabela desejam doar um ou dois elétrons e os átomos da direita receber esses um ou dois elétrons. E os átomos centrais? Esses não doam ou recebem elétrons, eles acabam compartilhando elétrons entre si, normalmente mais que um ou dois, para chegar à estabilidade, o que faz eles se aproximarem e essa aproximação diminui o volume desse mol de átomos.

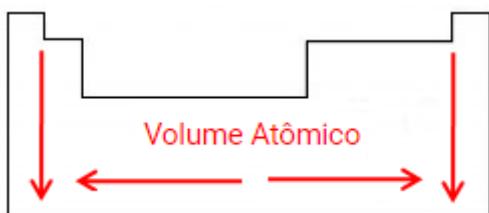


IMAGEM 12: ORDEM CRESCENTE DE VOLUME ATÔMICO

DENSIDADE

Assim como o volume, a densidade não será uma característica de um átomo, e sim da junção de um mol de átomos, dada pela **razão da massa pelo volume**. Essa razão, nos períodos, terá crescimento das laterais para o centro e nas famílias de cima para baixo.

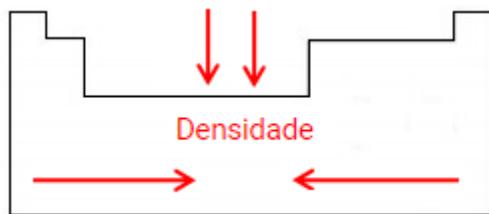


IMAGEM 13: ORDEM CRESCENTE DE DENSIDADE

TEMPERATURA DE FUSÃO E TEMPERATURA DE EBULIÇÃO

As **temperaturas de fusão e ebulação** dos elementos nos dizem, respectivamente, quando esses passam do estado **sólido para o líquido** e do **líquido para o gasoso**. O que vai determinar essas temperaturas são as interações intermoleculares, que quanto mais forte forem, maior serão as temperaturas, ou seja, mais energia é necessário para as moléculas irem de um estado em que estão bem próximas para um que ficarão mais distantes.

O crescimento dessas temperaturas nos períodos é em direção ao centro da tabela e de cima para baixo nos grupos, com exceção dos dois primeiros que será de baixo para cima.

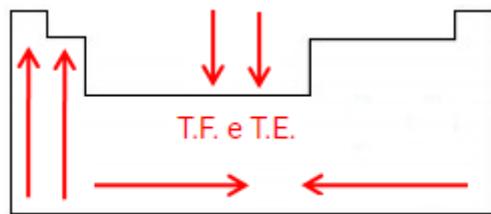


IMAGEM 14: ORDEM CRESCENTE DE TEMPERATURAS DE FUSÃO E EBULIÇÃO

Vamos fazer uns exercícios para aplicar o que aprendemos até aqui?

Preencha as lacunas corretamente:

O elemento com maior raio atômico é o _____.

O elemento mais eletronegativo da tabela periódica é o _____.

O elemento com maior energia de ionização é o _____.

Assinale a alternativa que apresenta a ordem correta de preenchimento das lacunas acima:

- a) hélio - hélio - lítio.
- f) hélio – frâncio - frâncio.
- g) frâncio – flúor - hélio.
- h) frâncio – astato - flúor.
- i) radônio – flúor - lítio.

Resposta:C

Considere se as seguintes afirmações são verdadeiras (V) ou falsas (F):

1. () Energia de ionização é a energia liberada pelo átomo ao absorver um elétron na eletrosfera.
2. () O ósmio é mais denso que o ferro.
3. () Os pontos de fusão e de ebulação crescem das extremidades para o centro, e numa família crescem de cima para baixo, com exceção dos gases nobres, que crescem de baixo para cima.
4. () O radônio apresenta um volume atômico maior que o ferro.
5. () O oxigênio apresenta maior afinidade eletrônica que o cálcio.

Assinale a alternativa que apresenta a ordem correta de preenchimento:

- a) F – V – V – F – V
- j) V – F – V – F – V

k) F – V – V – V – V

l) V – V – F – V – V

m) F – V – F – V – V

Resposta:E

NÚMERO DE OXIDAÇÃO - NOX

Nós vimos que os elementos possuem um certo número de elétrons na sua camada mais externa e que eles têm tendência a fazer ligações, compartilhando elétrons, de forma a completar essa camada e então chegar a configuração de gás nobre.

Aqui nós vamos ver quando e como os elementos ficam carregados, positiva ou negativamente, conforme esse compartilhamento de elétrons ocorre.

TIPOS DE COMPARTILHAMENTO DE ELÉTRONS

Nós podemos, para estudar nox, separar as substâncias químicas em três grupos:

- Substâncias simples: aquelas formadas por **átomos de apenas um elemento**, em que **não há diferença de eletronegatividade** e por isso os elétrons são igualmente compartilhados, ou seja, nenhum átomo fica carregado positiva ou negativamente.

➤ O NOX dos elementos em uma substância simples é SEMPRE ZERO!

exemplos: O_2 , H_2 , Cl_2 , O_3 ;

- Substâncias iônicas: quando uma ligação química é feita entre um metal e um ametal há uma grande diferença de eletronegatividade o que causa um **deslocamento de elétrons**, ficando esses com o elemento mais eletronegativo, que ficará carregado negativamente.

➤ O NOX é a quantidade de elétrons recebidos ou cedidos!

exemplos: HCl, HF, NaCl;

- Substâncias covalentes: quando a ligação é feita entre dois elementos que são ametais a diferença de eletronegatividade entre eles é baixa e com isso **não há uma transferência real de elétrons**, mas sim um deslocamento da nuvem eletrônica para o lado do elemento mais eletronegativo. Para determinar o nox desses elementos nós consideramos que esse deslocamento de elétrons ocorre, mas é só na teoria.

➤ O NOX dos elementos que fazem ligação covalente é teórico!

exemplos: CO₂, SiO;

CÁLCULO DO NOX

Então, para sabermos o nox de cada elemento em uma substância, começamos considerando os elementos que possuem carga fixa, ou seja, quando fazer uma ligação, sempre doam ou recebem uma mesma quantidade de elétrons, e depois calculamos o nox daqueles elementos que se estabilizam com diferentes cargas eletrônicas.

É importante também avaliar se o composto possui alguma carga ou se é neutro, pois a soma do nox de cada elemento tem que ser igual à carga da substância.

Parece muita coisa? Mas é bem tranquilo. Vamos para os números!

➤ Elementos com valor fixos de NOX

- Metais alcalinos (grupo 1) e prata (Ag): +1
- Metais alcalinos terrosos (grupo 2) e zinco (Zn): +2
- Alumínio (Al): +3
- Hidrogênio (H): +1

*exceção: quando no final da fórmula, formando hidretos, possui nox -1.

- Oxigênio (O): -2

*exceção: quando ligado à outro O possui nox -1.

- Halogênios (grupo 17) : -1

Os demais elementos vão ter seu nox variando conforme seus ligantes. Nós vamos calcular os valores do nox deles em cada situação.

A maneira mais fácil de organizar o cálculo do nox é fazendo uma hashtag (#), onde vamos colocar a substância, o nox de cada elemento que já sabemos, e a contribuição quando temos mais de um átomo do mesmo elemento. Olha como é simples:

H_2	O	
+ 1	- 2	
+ 2	- 2	= ZERO

IMAGEM 15: CÁLCULO DO NOX PARA A MOLÉCULA H_2O .

Nesse caso temos a água - H_2O - como exemplo. Como vimos antes, esses elementos têm nox fixos. O que nós fizemos foi colocar na primeira linha os átomos, na segunda o nox deles, e na terceira sua contribuição. Como temos dois hidrogênios e o nox de cada átomo é +1, a contribuição total é +2. Já o oxigênio, que só tem 1 átomo na molécula, não tem seu nox multiplicado.

O somatório dos nox deu zero, pois essa molécula é neutra!

*Se você for determinar o nox de uma molécula que tenha mais de 3 tipos de átomos é só fazer mais colunas na #

O exemplo da água foi tranquilo? Vamos ver um pouquinho mais trabalhos?

Pegamos como exemplo a molécula $K_2Cr_2O_7$. Nós sabemos que o potássio (K) e o oxigênio (O) têm nox fixos, então vamos colocar esses na nossa #.

K_2	Cr_2	O_7
1		- 2

IMAGEM 16: CÁLCULO DE NOX PARA A MOLÉCULA $K_2Cr_2O_7$ - PRIMEIRA ETAPA.

Na última linha vamos colocar a contribuição desses que conhecemos, pois temos 2 átomos de K e 7 de O, então:

K ₂	Cr ₂	O ₇
1	-2	
+2	-14	= ZERO

IMAGEM 17: CÁLCULO DE NOX PARA A MOLÉCULA K₂Cr₂O₇ - SEGUNDA ETAPA.

Como nossa molécula é neutra, o somatório do nox de todos os átomos deve ser zero, com isso podemos descobrir a contribuição do cromo (Cr):

$$+2 + x - 14 = \text{ZERO}$$

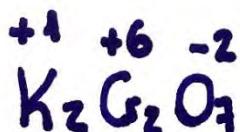
$$x = 14 - 2$$

$$x = 12$$

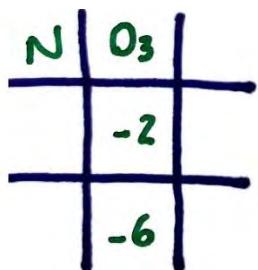
IMAGEM 18: CÁLCULO DE NOX PARA A MOLÉCULA K₂Cr₂O₇ - PRIMEIRA ETAPA.

Então os dois átomos de cromo contribuem com +12 para o nox, isso quer dizer que cada um possui nox +6.

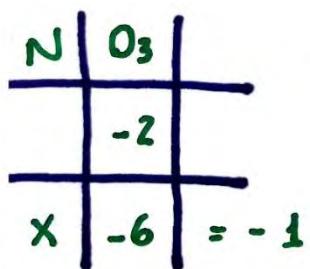
Agora sabemos a carga de todos os elementos da molécula!

IMAGEM 16: CÁLCULO DE NOX PARA A MOLÉCULA K₂Cr₂O₇ - ELEMENTOS COM SEU NOX.

Como último exemplo, vamos determinar os nox em um íon. Dessa vez o escolhido é o NO₃⁻. Vamos colocá-lo na nossa #, junto com o nox do oxigênio, que é fixo, e a contribuição que três oxigênios dão à molécula:


IMAGEM 17: CÁLCULO DE NOX PARA ÍON NO₃⁻ - PRIMEIRA PARTE.

A grande diferença aqui é que a molécula está carregada, nesse caso com uma carga negativa, então o somatório dos nox será igual à carga da molécula.


IMAGEM 18: CÁLCULO DE NOX PARA ÍON NO₃⁻ - SEGUNDA PARTE.

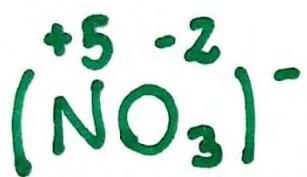
Quando fazemos

$$x - 6 = -1$$

$$x = -1 + 6$$

$$x = +5$$

Com isso vemos que a contribuição do nitrogênio é +5 e, como só há um na molécula, esse é o próprio nox dele.


IMAGEM 19: CÁLCULO DE NOX PARA ÍON NO₃⁻ - ELEMENTOS COM SEU NOX.

Viu como é tranquilo? Por mais que de início possa parecer difícil, com alguns exercícios se "pega a manha". Vamos sempre seguir esses passos:

- Colocar a molécula na #;
- Ver os nox que são fixos e colocar na segunda linha da #;
- Ver a contribuição dos elementos, colocando na terceira linha da #;
- Igualar o somatório dos elementos à carga da molécula para descobrir a contribuição do elemento que tem nox desconhecido;
- Dividir a contribuição do elemento de nox desconhecimento pelo número que átomos dele na molécula.

Para finalizar este capítulo, vamos praticar com uns exercícios?

Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando o elemento destacado com seu número de oxidação (No_x).

- | | |
|-----------------------------------|--------|
| 1. HClO | () +4 |
| 2. CaCO ₃ | () +1 |
| 3. Al ₂ O ₃ | () +2 |
| 4. CuSO ₄ | () +3 |

A associação CORRETA encontrada é:

- a) 1 - 4 - 3 - 2.
- n) 1 - 3 - 4 - 2.
- o) 2 - 1 - 4 - 3.
- p) 2 - 3 - 1 - 4.
- q) 3 - 2 - 4 - 1.

Resposta: C

No ânion tetraborato, B₄O₇²⁻, o número de oxidação do boro é igual a:

- a) 2.
- r) 3.
- s) 4.
- t) 5.
- u) 7.

Resposta: B

REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química:** vol. único. 4^a.ed. São Paulo: Moderna, 2005. 700 p.

PARTE I

QUÍMICA

04

LIGAÇÕES QUÍMICAS

meSalva!

LIGAÇÕES QUÍMICAS

E aí, Me Salvianos! Beleza?

Chegou a hora de estudar as ligações químicas para uma prova ou para o ENEM e você se depara com átomos, símbolos, bolinhas, estrelinhas, setas e não sabe o que significa cada uma? Não entendeu o porquê de estudar as ligações, já que “não vai usar pra nada na sua vida”?

Nessa apostila, vamos descobrir que ligações químicas são muito importantes, pois tudo, mas tudo mesmo, ao nosso redor tem átomos ligados por algum tipo de ligação química.

Quando você estudou a tabela periódica, você viu que os átomos não são iguais e que cada um tem suas propriedades bem distintas e características que fazem deles únicos. E essas características individuais definem a forma com que cada um vai interagir com outros átomos. Esta interações serão o foco do nosso estudo.



Estudaremos as diferenças entre as ligações químicas, a disposição em que os átomos se organizam no espaço quando firmam essas interações e vamos analisar as situações em que as moléculas apresentam cada tipo de geometria molecular, influenciando na polaridade das moléculas e na miscibilidade dos compostos polares e apolares.

POR QUE OS ÁTOMOS SE LIGAM?

Você vai descobrir o motivo das ligações químicas acontecerem.

A maioria dos átomos não é encontrada na natureza de modo livre, ou seja, átomos sozinhos e isolados. Geralmente estão combinados com outros átomos formando substâncias, como O_2 , CO_2 , $NaCl$ e $CaCO_3$. Isto acontece, porque a energia para a formação do $NaCl$, por exemplo, é menor que a energia para manter os átomos de Na e de Cl sozinhos. Somente os átomos dos gases nobres podem ser encontrados isolados, ou seja, não se ligam. Os átomos dos gases nobres apresentam as últimas camadas totalmente preenchidas por elétrons. Isso nos dá uma pista sobre o motivo dos átomos formarem as ligações químicas.

“Então” – vocês perguntam – “como eu sei que a última camada de um determinado átomo está ou não preenchida?”

Para chegar a esta resposta, precisaremos entender que os átomos têm uma órbita com elétrons.



ALGUNS CONCEITOS BÁSICOS PARA ESSE CONTEÚDO:

Os elétrons estão distribuídos em camadas que são representados por letras: **K, L, M, N, O, P, Q**. A camada K é a mais próxima do núcleo do átomo e a Q é a mais afastada.

Cada camada comporta uma quantidade máxima de elétrons, como mostra a tabela abaixo:

Distribuição dos elétrons por camadas	
Camadas	<i>nº de elétrons máx.</i>
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	8

SE LIGA NA DICA!!

Alguns livros afirmam que a Camada Q comporta apenas 2 elétrons. Isso é explicado porque, teoricamente, deveria haver 8 elétrons na última camada de valência, porém, na prática, só foram encontrados elementos químicos que apresentam 2 elétrons na sua última camada.

Entenda: **Camada de valência** é a camada (ou nível) mais externa (mais distante do núcleo) de um átomo, ou seja, aquela que está mais

distante do núcleo. Assim sendo, ela apresenta os chamados elétrons mais externos ou elétrons de valência.

Assim, essas camadas se subdividem em subníveis representados pelas letras **s**, **p**, **d**, **f**. Cada subnível apresenta um número máximo de elétrons que pode comportar, como a tabela abaixo apresenta:

Distribuição dos elétrons por subníveis

Subníveis	<i>nº de elétrons máx.</i>
s	2
p	6
d	10
f	14

A partir das tabelas anteriores, podemos deduzir que a camada K tem os dois elétrons organizados somente no subnível s. Já a camada L, que tem 8 elétrons, possui 2 elétrons no subnível s e 6 elétrons no subnível p. E assim por diante.

SE LIGA!

O Diagrama de Energia, também conhecido como Diagrama de Pauling, nos dá uma ordem de prioridade de quais subníveis são preenchidos primeiro, bem como qual o MÁXIMO de elétrons que cada subnível

pode comportar.

Observando a distribuição dos gases nobres, o gás Neônio possui 10 elétrons. Seguindo o Diagrama de Pauling, a sua distribuição eletrônica é organizada em 1s² 2s² 2p⁶. Considerando apenas a última camada, a camada L, que corresponde ao número 2 da distribuição eletrônica, temos:

$2s^2\ 2p^6 = 2$ elétrons no subnível s e 6 elétrons no subnível p, totalizando 8 elétrons.

Estes 8 elétrons preenchem totalmente os subníveis s e p, consequentemente, a sua camada de valência. Quando a camada de valência é totalmente preenchida, o átomo se estabiliza e não se combina com outros átomos. Assim são encontrados na natureza sozinhos, como o gás Neônio, por exemplo.

SE LIGA!

O gás Hélio possui uma configuração eletrônica diferente das dos demais gases nobres, pois possui somente 2 elétrons na sua eletrosfera. Contudo, a camada K é totalmente preenchida, mantendo a característica de estabilizar o átomo de forma isolada, não se ligando a outros átomos para a formação de moléculas.

REGRA DO OCTETO

Como os gases nobres são estáveis e não se ligam a outros átomos, eles têm 8 elétrons na sua última camada (exceto o Hélio). Então chegamos à conclusão de que esta estabilidade se deve à configuração eletrônica que possuem. Quando dois ou mais átomos se ligam, eles apresentam esse número mágico de 8 elétrons na camada de valência.

Os átomos de diferentes elementos químicos formam ligações químicas, ganhando, perdendo ou compartilhando elétrons de forma que todos os átomos envolvidos na ligação química atinjam o octeto (configuração de um gás nobre).

O comportamento de como se dará a ligação depende de algumas considerações:

- ✓ Átomos de quais elementos químicos estão envolvidos na ligação química:
 - ◆ Metais tendem a doar elétrons numa ligação química;
 - ◆ Ametais tendem a receber elétrons numa ligação química.

Distribuição dos elétrons por famílias

Elementos químicos	Família	Tendência	Íon formado
Metais	Alcalinos (1A ou 1)	Perde 1 elétron	+1
	Alcalino-terrosos (2A ou 2)	Perde 2 elétrons	+2
	Família do Boro (3A ou 13)	Perde 3 elétrons	+3

Ametais (não metais)	Família do Carbono (4A ou 14)	Perde ou ganha 4 elétrons (tendem a ganhar)	+4 ou -4
	Família do Nitrogênio (5A ou 15)	Ganha 3 elétrons	-3
	Calcogênios (6A ou 16)	Ganha 2 elétrons	-2
	Halogênios (7A ou 17)	Ganha 1 elétron	-1

LIGAÇÃO IÔNICA

A ligação iônica ocorre quando há a transferência de elétrons do átomo de um elemento químico para o átomo de outro. Essa transferência ocorre quando o átomo de um elemento químico com tendência de doar elétrons perde seus elétrons da camada de valência para o átomo de um elemento químico com tendência de receber esses elétrons, ou seja, quando um metal perde seus elétrons e um ametal os recebe, como podemos observar na imagem abaixo:

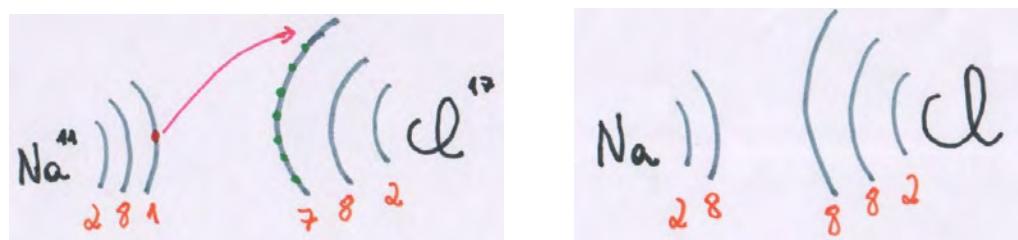
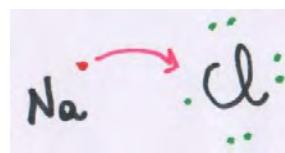
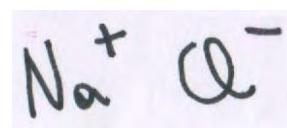


IMAGEM 1A E 1B: ELETROSFERAS DOS ÁTOMOS ENVOLVIDOS NA LIGAÇÃO IÔNICA.

No momento em que estes elétrons são perdidos por um metal, o átomo fica com carga positiva e há a formação do íon positivo, chamado de cátion. Quando os elétrons são recebidos por um ametal, o átomo fica com carga negativa e ocorre a formação do íon negativo, chamado de ânion.



Na imagem ao lado, o Na (sódio) perde um elétron da sua camada de valência, formando um cátion (íon positivo). Então, o Cl (cloro) recebe na sua camada de valência este elétron cedido por Na, consequentemente formando um ânion (íon negativo).



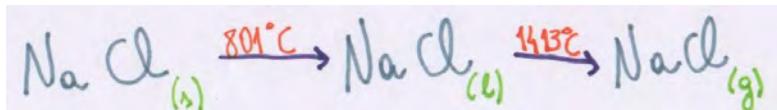
Vocês lembram daquela história de que os opositos se atraem? Pois bem, aqui este dito popular também se aplica. Assim, as cargas opostas, negativa e positiva dos íons, se atraem com uma determinada força que se chama força eletrostática. A força eletrostática entre esses íons é tão forte que mantém estes átomos unidos, resultando na ligação iônica. Continuando com o exemplo do sódio e do cloro, a ligação iônica forma a substância NaCl, muito conhecida no nosso dia a dia como sal de cozinha. Então, façam a associação entre as palavras “íons” e “iônica”.

RESUMINDO: A ligação iônica é a força de atração entre os íons de cargas opostas – ou seja, cátions e ânions – e acontece com metais e ametais.

Então, vocês perguntarão novamente: “Que influência, de modo geral, as ligações iônicas têm nos materiais?”

Pelo fato da ligação iônica ser a ligação mais forte de todas, necessita-se de maior energia para quebrá-la. Isso faz com que os compostos iônicos sejam sólidos à temperatura ambiente devido à formação de uma rede cristalina, assim como acontece com o sal de cozinha.

A alta energia necessária para que seja possível a quebra dessas ligações resulta no alto ponto de fusão e ebulição.



No estado sólido, são maus condutores de eletricidade, já que a eletricidade é movimentação de “carga” (podendo ser movimentação de íons ou

elétrons) e por ocorrer a formação de uma rede cristalina, de forma que essa movimentação é impossibilitada e os íons ficam aprisionados e imóveis.

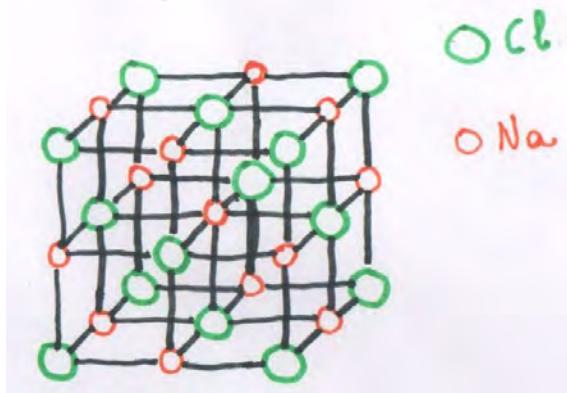


IMAGEM 2: RETÍCULO CRISTALINO DO NACL.

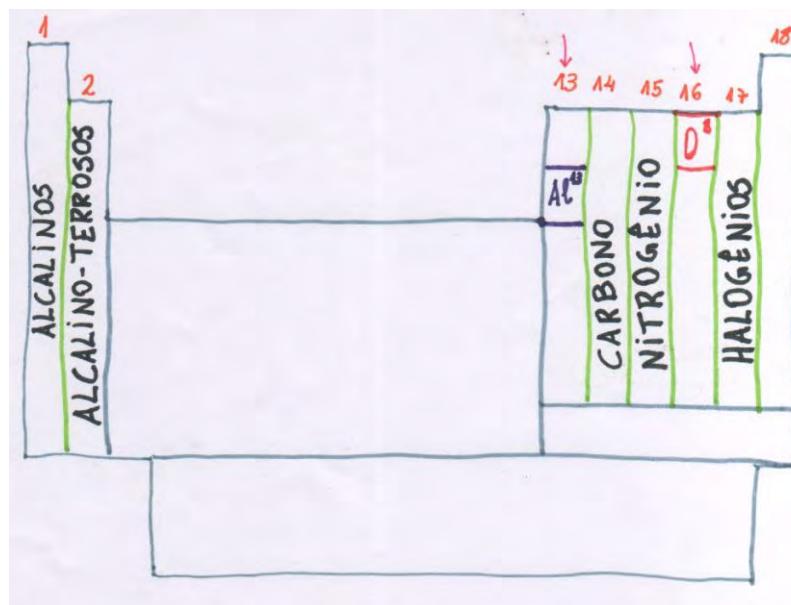
Porém, no estado fundido (líquido) ou em solução aquosa – quando o sal de cozinha está dissolvido em água, por exemplo – são excelentes condutores de electricidade, já que a barreira da movimentação dos íons é quebrada. Além disso, a maioria dos compostos iônicos são solúveis em água.

Os sólidos iônicos são duros, porém quebradiços. Podemos citar alguns exemplos de pedras preciosas à base de Al₂O₃: Rubi, Safira e Ametista. É necessário usar o esmeril para polir qualquer pedra. Porém, se forem submetidas a algum impacto, elas quebram com facilidade. Cada pedra citada acima apresenta uma coloração, pois há uma “contaminação” em menor quantidade de outro elemento químico, como cromo, ferro ou cobalto.

COMO DETERMINAR AS FÓRMULAS DOS COMPOSTOS IÔNICOS?

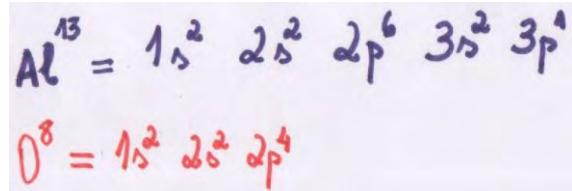
Iremos construir essa fórmula com os elementos Alumínio e Oxigênio. Para isso, é preciso respeitar alguns passos:

- ✓ Observe em qual família os elementos químicos estão localizados na Tabela Periódica;



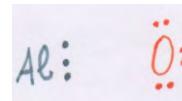
Pela imagem, pode-se notar que o Al está na família 13, possuindo então tendência em perder 3 elétrons; o O está localizado na família 16, com tendência de ganhar 2 elétrons.

- ✓ Se você não tem acesso à Tabela Periódica e somente possui o número atômico do elemento químico no estado neutro, faça a distribuição eletrônica seguindo o Diagrama de Pauling;

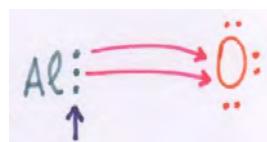


Obs: Lembre-se que átomo está no estado neutro quando não ocorreu perda ou ganho de elétrons.

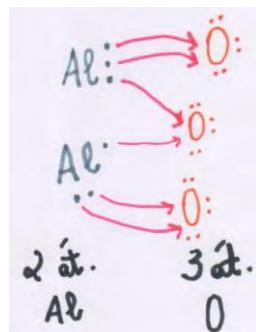
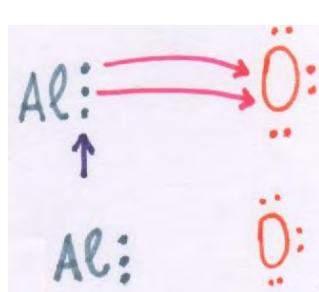
- ✓ Organize as representações das informações anteriores;



Comece a distribuição dos elétrons respeitando a tendência de qual elemento doa elétrons (metal) e de qual recebe (ametal), de tal forma que ambos os átomos atinjam o octeto.



SE LIGA!



Se em um dos elementos “sobrar” elétrons, como na imagem acima, adicione outro átomo (ação indicada pela flecha roxa), assim o elemento receberá o elétron que está “sobrando”.

SE LIGA!

Construímos a fórmula, passo a passo, para entendermos de onde vem cada “número” e “símbolo” que está nela. Porém, também podemos recorrer a um macete para prever a fórmula de um composto iônico.

- ✓ Sabendo que o alumínio se encontra na família 13 da Tabela Periódica e o Oxigênio na família 16, prevê-se que o primeiro perde 3 elétrons e o segundo ganha dois elétrons. Assim, vamos escrevê-los como íons.



- ✓ Aplicamos então a regra da tesoura! Cruzaremos a valência do Al (para então se tornar o subíndice do O) e do Oxigênio (para tornar-se subíndice do Al).

SE

LIGA COM O
HIDROGÊNIO!

O hidrogênio possui apenas um elétron na sua eletrosfera e um próton no seu núcleo, e, dependendo do modelo ou forma de organização da Tabela Periódica, fica localizado na família dos metais alcalinos (por ter somente um elétron). Entretanto, ele não é um metal. Por possuir um elétron e necessitar ganhar mais um para apresentar a configuração eletrônica do gás nobre Hélio, o hidrogênio possui características mais próximas dos ametais, mas pode se ligar com metais e formar ligações iônicas, perdendo seu único elétron.

TAMANHO DOS ÍONS

Fazendo uma comparação entre o tamanho de um átomo neutro (raio atômico) de um elemento químico e o tamanho do seu possível íon (raio iônico), caso tenha tendência de perder elétrons (um cátion) ou se tiver tendência de ganhar elétrons (um ânion), o tamanho da eletrosfera é modificado.

O tamanho do átomo neutro de sódio, por exemplo, em relação ao seu cátion Na^+ , é maior. A explicação para isto é o fato de que quando fazemos a distribuição eletrônica de seus 11 elétrons, sabendo que o número de elétrons e prótons é o mesmo para o átomo neutro, temos:

$$\text{Mg} = 1s^2 2s^2 sp^6 3s^2$$

Perdendo o último elétron e formando o cátion Na^+ , ficamos com:

$$\text{Mg}^+ = 1s^2 2s^2 sp^6 3s^1$$

Por termos mais prótons do que elétrons, no caso do cátion, o núcleo (com carga positiva) atrai mais fortemente os elétrons, diminuindo o tamanho do raio iônico.

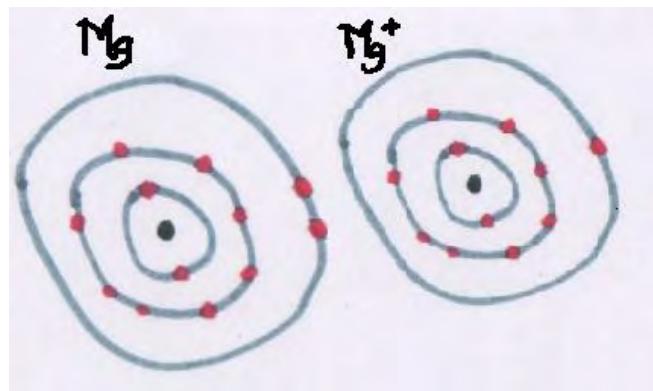


IMAGEM 3: COMPARAÇÃO DO RAIO ATÔMICO DO MG E DO RAIO IÔNICO DE MG⁺.

Comparando um átomo neutro com o seu ânion, por exemplo, Cl e Cl⁻, respectivamente, ao ganhar um elétron, a camada de valência – que antes comportava 7 elétrons – passará a comportar 8. Sabendo que a adição de um elétron aumenta a repulsão elétrica entre os elétrons, por serem de cargas iguais, estes precisarão de um maior espaço para minimizar essas forças, de forma que o raio iônico irá se expandir. Assim, o raio do ânion é maior do que o raio atômico.

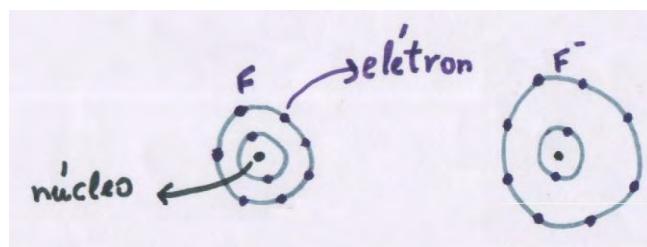


IMAGEM 4: COMPARAÇÃO DO RAIO ATÔMICO DO F E DO RAIO IÔNICO DE F⁻.

Por isso, podemos concluir que:

$$\text{Raio aniônico} > \text{Raio atômico} > \text{Raio catiônico}$$

LIGAÇÃO COVALENTE

A ligação covalente ocorre entre átomos de elementos químicos que possuem a tendência de ganhar elétrons, ou seja, todos precisam receber elétrons para completar o octeto (lembra da regra do octeto?), para atingir a estabilidade.

Mas, como pode ocorrer uma ligação química em que todos os átomos envolvidos precisam de elétrons?

Já que todos necessitam de elétrons, há o compartilhamento de elétrons para que seja possível completar a camada de valência de ambos os átomos participantes da ligação. Entende-se por compartilhamento, o fato de que os elétrons são emprestados e utilizados por ambos os átomos. Esta é a base da ligação covalente.

Basicamente, os elementos químicos que formam ligações covalentes são:

AMETAL + AMETAL

AMETAL + HIDROGÊNIO

HIDROGÊNIO + HIDROGÊNIO

Uma ligação covalente possui dois elétrons, um de cada átomo participante da ligação; porém, este par eletrônico pertence a ambos os átomos ligados. Essas ligações formam moléculas, estruturas eletricamente neutras. Representando a ligação covalente, temos:

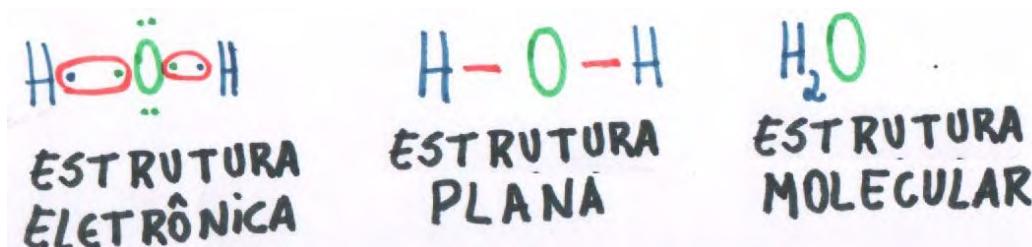


IMAGEM 5: DIFERENTES REPRESENTAÇÕES PARA A MOLÉCULA DE ÁGUA.

SE LIGA!

ESTRUTURA ELETRÔNICA ou ESTRUTURA DE LEWIS: Representação em que se deixa explícito os elétrons envolvidos nas ligações e os elétrons não ligantes.

ESTRUTURA PLANA: Representação em que as ligações são simbolizadas por um traço horizontal, em caso de ser ligação simples, dois traços para ligação dupla e três traços horizontais para ligação tripla.

ESTRUTURA MOLECULAR: Representação em que somente é descrita a molécula formada.

Quando somente um par de elétrons são compartilhados, estamos diante de uma ligação covalente e ela é chamada de ligação simples. No caso de dois pares compartilhados, ou seja, 4 elétrons, temos duas ligações e, então, é chamada de ligação dupla; a ligação com três pares de elétrons compartilhados é denominada tripla.

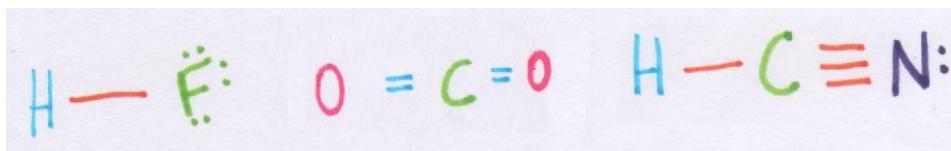


IMAGEM 6: A) LIGAÇÃO SIMPLES B) LIGAÇÕES DUPLAS E C) LIGAÇÃO TRIPLA.

Então, vocês perguntarão: “Qual influência nos materiais, de modo geral, as ligações covalentes têm?”

Os materiais moleculares, unidos por ligações covalentes, podem se apresentar nos estados sólido, líquido e gasoso, dependendo das ligações pelas quais são formados, simples, duplas ou triplas e também de quais forças intermoleculares agem na substância (estudaremos isso na apostila seguinte).

No estado sólido não conduzem eletricidade nem calor, no estado líquido ou gasoso é necessário fazer uma análise para verificar se as moléculas são polares ou apolares para, então, prever seu comportamento (este tópico também será comentado mais adiante).

SE LIGA!

Ligaçāo covalente pode aparecer em livros como ligação **MOLECULAR**. Isto acontece porque o conjunto de átomos ligados por ligações covalentes dá origem às moléculas.

LIGAÇÃO DATIVA OU COORDENADA

Anteriormente, comentamos sobre a ligação covalente e algumas características como compartilhamento de elétrons formando um par eletrônico, em que um elétron de cada átomo irá participar da ligação e este par de elétrons será pertencente aos dois átomos ligados. A ligação dativa também se dá pelo compartilhamento de elétrons entre dois átomos, de um ou mais pares, porém a diferença é que estes átomos estão unidos por um par eletrônico proveniente de apenas um dos átomos da ligação.

Detalhe importante! Esta ligação somente acontece quando um dos átomos participantes, aquele que irá compartilhar seus elétrons, já está com o octeto completo.

Representando a ligação dativa, ela aparece na estrutura plana como uma seta, como pode ser visto abaixo:

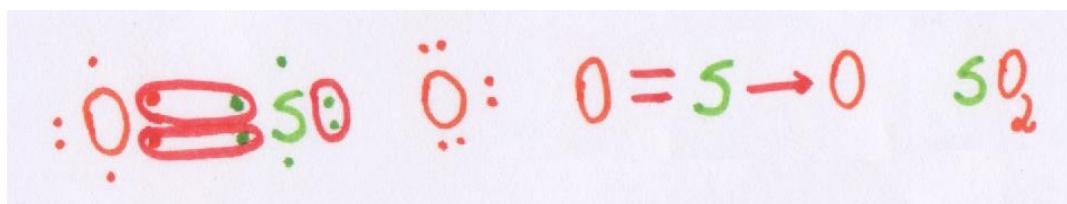


IMAGEM 7: A) ESTRUTURA ELETRÔNICA B) ESTRUTURA PLANA E C) ESTRUTURA MOLECULAR.

LIGAÇÃO METÁLICA**MODELO “MAR DE ELÉTRONS”.**

Os átomos dos metais estão organizados de forma que estejam bem próximos, o que origina um retículo cristalino, como já mencionado; esses átomos possuem elétrons de valência que são fracamente atraídos pelo núcleo, de forma que podem ser retirados ou “perdidos” facilmente e, por isso, apresentam a tendência de doar seus elétrons e formar cátions.

Esta peculiaridade dá liberdade aos elétrons para se movimentarem pelo retículo cristalino. Essa movimentação descentraliza a localização dos elétrons de valência em um único átomo e, já que os átomos estão muito próximos, os elétrons livres não se localizam na eletrosfera de determinado átomo, mas formam uma nuvem eletrônica ou densidade eletrônica – ou ainda “mar de elétrons” – que é mantida coesa devido ao fato destes elétrons serem simultaneamente atraídos por núcleos de outros átomos próximos.

O metal sólido é organizado por átomos metálicos próximos com elétrons livres formando cátions, mergulhados em um “mar de elétrons”, mas a estrutura do metal sólido resultante é considerada eletricamente neutra.

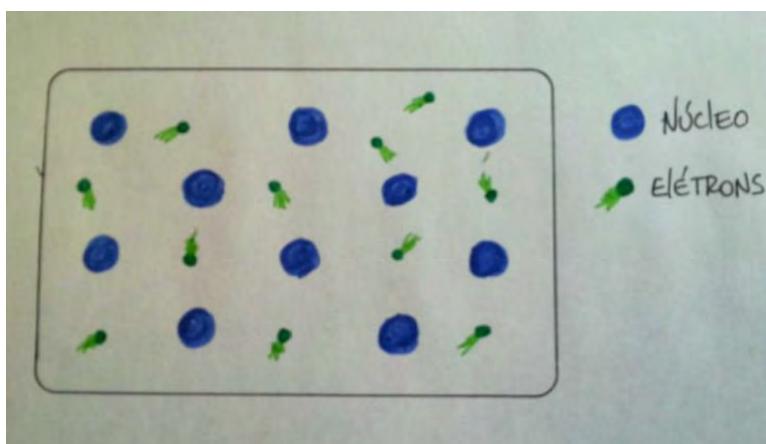


IMAGEM 8: MODELO “MAR DE ELÉTRONS”.

SE LIGA!

Ligaçāo metálica **NĀO** segue a regra do octeto, pois o modelo das ligações químicas iônicas e covalentes e a regra do octeto nāo explicam o comportamento dos metais de serem bons condutores de calor e eletricidade, a ductilidade (capacidade de serem deformados e originar fios) e a maleabilidade (capacidade de serem deformados e originar lâminas).

Quais características dos materiais metálicos são atribuídas pela ligação metálica?

- ✓ Altos pontos de fusão e ebulação, pois o conjunto das ligações metálicas são fortes, de forma que é necessário alta energia para separá-las;
- ✓ Aspecto brilhoso;
- ✓ Bons condutores de calor e eletricidade, já que os elétrons possuem a liberdade necessária para se movimentarem e conduzir energia;
- ✓ Alta ductilidade e maleabilidade, pois não é difícil romper uma ligação metálica isolada. Isso pode acontecer ao tornar uma superfície “macia” por submetê-la a uma força ou através de uma colisão com a superfície metálica, caracterizando materiais de fácil deformação.

GEOMETRIA MOLECULAR

Estudamos sobre a ligação covalente e a ligação covalente dativa e sabemos que elas formam moléculas. Devemos compreender que as moléculas são ordenadas no espaço com uma organização específica, dependendo de:

- ✓ Quantos átomos compõem a molécula;
- ✓ Quantidade de ligações formadas;
- ✓ Quantidade de elétrons não ligantes no **ÁTOMO CENTRAL** (se tem ou não elétrons “sobrando”).

✓

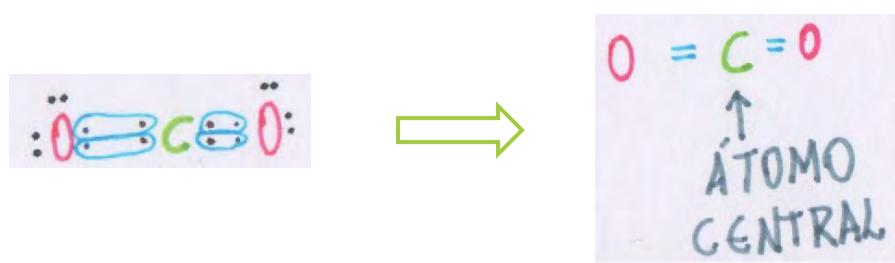
SE LIGA!

Para moléculas formadas com dois átomos, a única possibilidade de geometria molecular é a linear.

O que seria “elétrons não ligantes”? Quando há a formação de uma ligação covalente ou ligação covalente dativa, os elétrons envolvidos nessas ligações são os elétrons ligantes, então os elétrons que “sobram” ou não estão envolvidos em ligações, são os elétrons não ligantes.

Para exemplificar, vamos seguir os passos anteriores com CO₂ (Dióxido de carbono). Podemos observar que 3 átomos formam o CO₂, 1 átomo de Carbono e

2 de Oxigênio. Percebe-se que temos dois átomos do mesmo elemento químico e um átomo de outro elemento. Isso indica que o Carbono será o átomo central.



Na imagem acima, percebe-se que todos os elétrons de valência do átomo central – o Carbono, neste caso – estão envolvidos em ligações. Por isso, não sobra nenhum elétron e não há elétrons não ligantes.

Abaixo temos uma tabela relacionando a quantidade de átomos que formam a molécula, se possuem elétrons não ligantes e as possibilidades de geometria molecular.

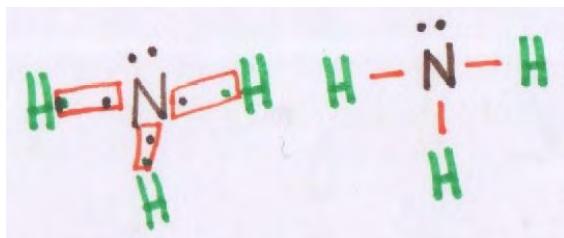
Possibilidades de geometria molecular

Quantidade de átomos que formam a	Átomo central possui e- “sobrando”	Estruturas possíveis	Representação (Exemplo)

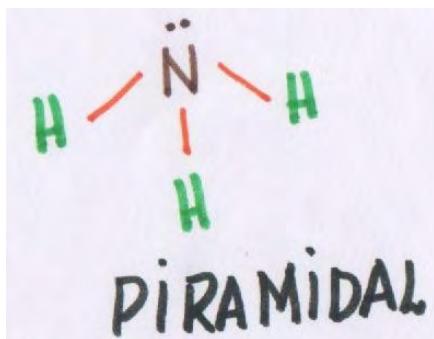
<i>molécula</i>			
2	Sim ou Não	Linear	
3	Não	Linear	
	Sim	Angular	
4	Não	Trigonal Plana	
	Sim	Piramidal	
5	Não	Tetraédrica	

Concluímos que a disposição dos átomos da molécula CO₂ é do tipo **linear**. Outro exemplo que iremos discutir é o da molécula NH₃, que possui três átomos

de hidrogênio e um de nitrogênio, indicando que o último é o átomo central. Fazendo as devidas ligações covalentes e obedecendo a regra do octeto, temos:



Percebe-se que o nitrogênio faz três ligações covalentes, porém há um par de elétrons não ligantes. De acordo com a tabela apresentada, uma molécula formada por quatro átomos e que possui elétrons não ligantes se encaixa na opção de geometria molecular **piramidal**. A imagem abaixo traz essa representação:



SE LIGA!

Observe na imagem acima que os elétrons não ligantes “deslocam” para baixo as ligações covalentes, que ficam mais próximas entre si. Esta distorção ocorrida na geometria molecular PIRAMIDAL acontece pelo fato de que os elétrons não ligantes, por ambos serem de carga negativa, causam uma tensão de repulsão e, assim, precisam de maior “espaço” para que essa tensão seja minimizada, “aliviada” e equilibrada. No caso dos tipos de geometria molecular que apresentam elétrons não ligantes, todas serão “empurradas”, já que elétrons participantes de ligações não provocam tanta força de repulsão e, dessa forma, exigem menos espaço.

A geometria molecular – ou a disposição em que os átomos se organizam no espaço – exerce influência direta na polaridade das moléculas, fornecendo informações úteis para prever o comportamento de solubilidade e miscibilidade.

POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

Há dois elétrons envolvidos em uma ligação covalente, certo? Sim! Então, relaciona-se a palavra “polaridade” com a formação de “polos”, indicando que um polo será positivo e outro negativo. Porém, positivo e negativo em relação ao quê? Neste caso, estamos focando a atenção em verificar se os elétrons envolvidos em uma ligação covalente são mais ou menos atraídos por um dos átomos participantes do compartilhamento, pois dessa forma o polo negativo é caracterizado pela maior proximidade dos elétrons da ligação para um dos átomos e o polo positivo pelo distanciamento destes elétrons.

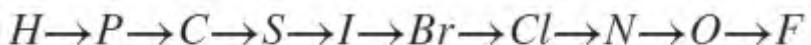
O que faz com que esses elétrons sejam mais ou menos atraídos (maior ou menor distanciamento)? É a eletronegatividade, uma propriedade dos elementos químicos que se relaciona com a tendência que um átomo de um determinado elemento químico tem de atrair os elétrons em uma ligação covalente para mais próximo “dele”, ou seja, estes elétrons ficam melhor estabilizados na eletrosfera do átomo deste elemento químico do que no outro. Assim, se há um átomo de um elemento químico muito eletronegativo, os elétrons ficam mais próximos dele e se forma, então, o polo negativo da ligação.

Como saberemos quando um elemento químico é ou não muito eletronegativo?

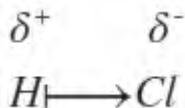
Eletronegatividade está relacionada com outra propriedade periódica: raio atômico. Quando o raio atômico diminui, maior é a eletronegatividade, ou seja, mais forte é a atração desse elétron para a órbita do átomo desse elemento químico.

Discutimos bastante sobre o conceito, porém precisamos de uma forma de prever a eletronegatividade observando a tabela periódica. Assim, nos elementos químicos localizados na mesma Linha (horizontal), **AUMENTA** a eletronegatividade da esquerda para direita ou quanto maior o número atômico, mais eletronegativo será. Tendo referência entre os elementos químicos pertencentes à mesma Família, a eletronegatividade **AUMENTA** de baixo para cima.

Fizemos análises do comportamento da eletronegatividade a partir da localização dos elementos químicos na Tabela Periódica. Porém existe um macete que é organizado através de uma escala numérica que tenta quantificar a Eletronegatividade, a Escala de Linus Pauling, que nos fornece uma ordem crescente (menor para maior) dos átomos mais eletronegativos, como pode ser observado abaixo.



Analisaremos a molécula HCl para exemplificar. Segundo a Escala de Linus Pauling, Hidrogênio tem 2,1 e o Cloro tem 3,0, isso pode ser conferido pelo macete já apresentado. Havendo essa diferença significativa de eletronegatividade, conclui-se que os elétrons envolvidos na única ligação covalente da molécula estão mais atraídos e próximos do átomo de Cloro do que do Hidrogênio, caracterizando uma **ligação covalente polar** representada por:



A seta indica o átomo que está exercendo maior atração nos elétrons envolvidos na ligação covalente, ou seja, o átomo do elemento mais eletronegativo. O símbolo δ^+ indica **carga parcial positiva**, pois os elétrons da ligação estão afastados do H formando o polo positivo; o símbolo δ^- indica **carga parcial negativa**, pois os elétrons estão mais próximos do Cl, formando o **polo negativo**.

Assim, em moléculas formadas por átomos do mesmo elemento químico não há diferença significativa de eletronegatividade entre eles, os elétrons envolvidos são atraídos com a mesma força por ambos e não há a formação de polos. Dessa maneira, temos uma **ligação covalente apolar**, como a molécula Cl_2 , por exemplo.

POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

SE LIGA!

Aproveitando os exemplos HCl e Cl₂ utilizados na seção anterior: essas moléculas são formadas por dois átomos e têm apenas uma ligação covalente. Analisando a polaridade desta ligação é possível caracterizar se essas moléculas são polares ou apolares: a primeira, HCl, possui uma diferença significativa de polaridade, assim temos uma molécula **polar**; Cl₂ não possui diferença de eletronegatividade dos átomos, logo é uma molécula **apolar**.

Devemos analisar separadamente moléculas formadas por mais de uma ligação covalente e depois averiguar a soma dos vetores para, então, ter uma resultante. E o que é a resultante e como analisá-la? Toda ligação covalente que é polarizada possui uma intensidade que depende da diferença de polaridade entre os átomos participantes da ligação, possui um sentido – que indica para qual átomo os elétrons estão mais próximos, ou seja, do polo positivo para o negativo – e uma direção. Todas essas características formam um VETOR. Este vetor se chama vetor de momento de dipolo ('dipolo' porque existem dois polos). Após analisarmos os vetores separadamente, somamos e concluímos se há uma influência de eletronegatividade sobre a molécula. Assim, teremos uma molécula polar ou apolar.

SE LIGA!

Vetor Momento de dipolo ou Momento Dipolar é indicado pelo símbolo “ μ ” (pronúncia “mu”) e define a polarização de uma ligação. O vetor tem um valor quantitativo dado pela expressão:

$$\mu = \delta \cdot d$$

Em que δ (pronúncia “delta”) é o módulo da carga parcial do dipolo e d é a distância entre os dois polos. Entende-se como módulo o valor “real”. Por exemplo: carga igual a +2 ou -2, então o módulo é 2.

Molécula Apolar: $\mu = 0$.

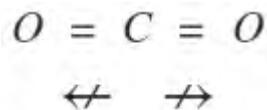
Molécula Polar: $\mu \neq 0$.



OBS: O fato de os átomos formarem uma ligação simples, dupla ou tripla não interfere quando for necessário analisar a eletronegatividade de um átomo para saber qual será o polo negativo e o polo positivo.

QUANDO $\mu = 0$:

Átomo central formando ligações com átomos do mesmo elemento químico, porém com direções contrárias, não apresentando elétrons não ligantes, de forma que os vetores de Momento Dipolar se cancelam. Um exemplo é a molécula CO₂, como podemos ver abaixo:



SE LIGA!

Pode haver molécula **APOLAR** mesmo que existam ligações **POLARES**.

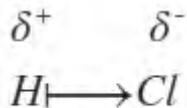
Como vetores são elementos matemáticos e estamos aqui para simplificar, vamos aprender um **MACETE**:

✓ Quantos átomos compõem a molécula:

- ◆ Dois: com geometria molecular linear com os dois átomos do mesmo elemento químico, a molécula será apolar. Se forem de elementos químicos diferentes, veja a diferença de eletronegatividade com a escala de Pauling ou consulte a Tabela Periódica; será polar.
- ◆ Três ou mais: continue os passos a seguir.

- ✓ Siga os mesmos passos até determinar a geometria molecular;
- ✓ Os átomos ligantes são todos do mesmo elemento químico:
 - ◆ Se sim: continue os passos a seguir.
 - ◆ Se não: veja a diferença de eletronegatividade com a escala de Pauling ou então consulte a Tabela Periódica; a molécula será polar.
- ✓ Tipos de geometria molecular que preveem que o átomo central tenha elétrons não ligantes, como angular e piramidal, a molécula será **POLAR**.
- ✓ Tipos de geometria molecular que preveem que o átomo central não possui elétrons não ligantes, como linear, trigonal plana e tetraédrica, a molécula será **APOLAR**.

RESUMINDO:



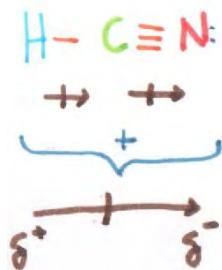
$$\mu \neq 0$$

POLAR: Molécula com dois átomos de elementos químicos diferentes e uma significativa diferença de eletronegatividade.



$$\mu = 0$$

APOLAR: Molécula com dois átomos do mesmo elemento químico e sem diferença na eletronegatividade.

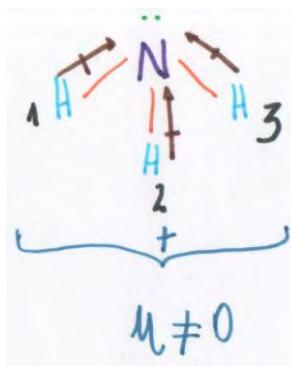
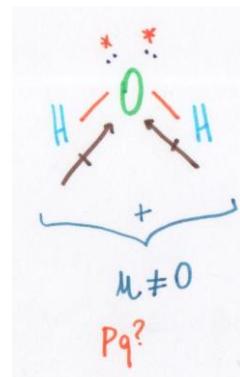


POLAR: Molécula com três átomos de elementos químicos diferentes, geometria molecular linear,

$$\mu \neq 0$$

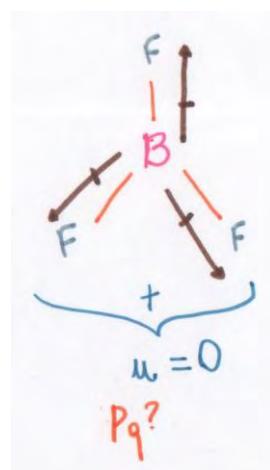
significativa diferença de eletronegatividade e a soma dos vetores do momento de dipolo não é nula.

POLAR: Molécula com três átomos, Oxigênio como o átomo central e dois átomos ligantes do mesmo elemento químico, Hidrogênio. Será polar, pois temos dois pares eletrônicos não ligantes que causam a concentração de densidade de carga no átomo de Oxigênio e originam um polo negativo.

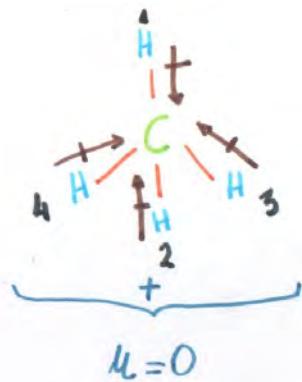


POLAR: Molécula com quatro átomos, três átomos ligantes do mesmo elemento químico, Hidrogênio. Será polar, pois, apesar da ligação 1 se cancelar com a ligação 3, temos a ligação 2 e um par eletrônico não ligante, o que causa a concentração de densidade de carga no átomo de Nitrogênio e origina, então, um polo negativo.

APOLAR: Molécula com quatro átomos, Boro como átomo central e três átomos ligantes do mesmo elemento químico, Flúor. Será apolar, pois não temos pares eletrônicos não ligantes, não acontecendo, portanto, distorção da geometria, de forma que os elétrons ficam distribuídos uniformemente nas ligações formadas com o átomo central. Portanto, não há



formação de pólos e o vetor Momento de dipolo é nulo.



APOLAR: Molécula com quatro átomos, Carbono como átomo central e três átomos ligantes do mesmo elemento químico, Hidrogênio. Será apolar, pois não temos pares eletrônicos não ligantes, além da ligação 1 ser anulada com a ligação 2 e ligação 3 ser cancelada com a ligação 4.

SE LIGA!

A polaridade dos compostos fornece indícios do motivo de alguns deles não se misturarem quando colocados no mesmo recipiente.

Exemplo disso é que a água, uma molécula polar, e o óleo de cozinha, molécula apolar, não se misturam e formam fases diferentes, constituindo uma zona de fronteira que chamamos de interface. Então:

Semelhante dissolve semelhante!

Solvente **APOLAR** dissolve composto **APOLAR**.

Solvente **POLAR** dissolve composto **POLAR**.

Substâncias apolares, no estado líquido ou solução aquosa (misturado em água) não conduzem eletricidade. Porém, substâncias polares em solução aquosa conduzem eletricidade, pois há uma quebra das moléculas e a formação de íons, já que os elétrons da ligação covalente são estabilizados pelo átomo mais eletronegativo e um ânion se forma. Caso haja deficiência de elétrons no outro átomo que estava

envolvido na ligação, haverá a formação de um cátion. Assim, possuindo íons, temos movimentação de cargas e é possível a condução de eletricidade.

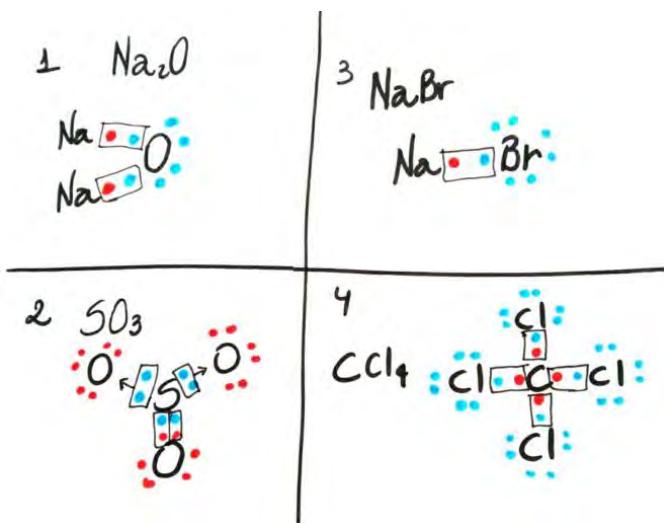
Na próxima apostila, veremos a influência da polaridade e da eletronegatividade das moléculas nas interações intermoleculares e no ponto de fusão e ebulação dos compostos.

VAMOS PRATICAR ?

Escreva a estrutura eletrônica e molecular e diga qual ligação química é formada entre os átomos apresentados abaixo:

- Na e O.
- Enxofre e Oxigênio.
- Na^+ e Bromo.
- Carbono e Cloro

Resposta:



Assinale a opção que contém a geometria molecular CORRETA das espécies OF_2 , SF_2 , BF_3 , NF_3 e CF_4 , todas no estado gasoso. (Dados: $_8\text{O}$; $_9\text{F}$; ^{16}S ; ^5B ; ^7N e ^6C)

- Angular, linear, piramidal, piramidal e tetraédrica.

- b) Linear, linear, trigonal plana, piramidal e quadrado planar.
- c) Angular, angular, trigonal plana, piramidal e tetraédrica.
- d) Linear, angular, piramidal, trigonal plana e angular.
- e) Trigonal plana, linear, tetraédrica, piramidal e tetraédrica.

Alternativa correta: C

Quando átomos do elemento A ($Z=11$) se combinam com átomos do elemento B ($Z=17$), obtém-se um composto cuja fórmula e tipo de ligação são, respectivamente:

- a) AB_2 e ligação iônica.
- b) AB e ligação covalente.
- c) A_2B e ligação iônica.
- d) AB e ligação iônica.
- e) AB_2 e ligação covalente.

Alternativa correta: D

A alternativa que apresenta, respectivamente, exemplos de substâncias com ligação iônica, covalente polar, covalente apolar e metálica é:

- a) $AgCl$, F_2 , Cl_2 , Fe_2O_3
- b) $MgCl_2$, SiO_2 , CH_4 , Fe
- c) $Ca(OH)_2$, HBr , O_3 , SiC
- d) BF_3 , Br_2 , HF , Ag
- e) CaO , H_2O , Br_2 , Al

Alternativa correta: B

O flúor é mais eletronegativo do que o cloro. Assim, as moléculas desses elementos podem ser representadas por:

- a) F_2 e Cl, que é polar.
- b) F e Cl, que é apolar.
- c) F_2 e Cl_2 , que é apolar.
- d) F_2 e Cl_2 , que é polar.
- e) F e Cl_2 , que é polar.

Alternativa correta: C

Todas as afirmações em relação às ligações químicas estão erradas, EXCETO:

- a) metal + hidrogênio é ligação covalente.
- b) não-metal + não-metal é ligação covalente.
- c) não-metal + hidrogênio é ligação iônica.
- d) metal + metal é ligação iônica.
- e) metal + hidrogênio é ligação metálica.

Alternativa correta: C

A molécula de NF_3 é polar e a de BCl_3 é apolar, apesar de ambas apresentarem moléculas formadas pela combinação de quatro átomos: três ligantes iguais e um átomo central. A explicação para isso está associada ao fato de que:

- a) a molécula de NF_3 apresenta ligações polarizadas, enquanto na molécula de BCl_3 as ligações são apolares.
- b) a diferença de eletronegatividade entre os átomos que formam a molécula de NF_3 é maior do que a existente entre os átomos que formam a molécula de BCl_3 .
- c) ambas têm a mesma geometria molecular, mas na molécula de NF_3 existe um par isolado de elétrons.
- d) a molécula de NF_3 tem simetria molecular e a molécula de BCl_3 é assimétrica.

- e) a molécula de NF_3 apresenta geometria piramidal trigonal e a molécula de BCl_3 é trigonal plana.

Alternativa correta: E

Um elemento Y do grupo 2A forma um composto binário iônico com um elemento X do grupo 7A. Assinale, entre as opções abaixo, a fórmula do respectivo composto:

- a) $\text{YX}.$
- b) $\text{YX}_2.$
- c) $\text{Y}_2\text{X}.$
- d) $\text{Y}_2\text{X}_7.$
- e) $\text{Y}_7\text{X}_2.$

Alternativa correta: B

Os tipos de ligações existentes nos compostos CO , Cl_2 , KF , HBr são, respectivamente:

- a) covalente polar, covalente polar, iônica e covalente polar.
- b) covalente polar, covalente apolar, iônica e covalente polar.
- c) iônica, covalente polar, covalente polar e iônica.
- d) covalente polar, covalente apolar, iônica e iônica.
- e) covalente polar, covalente polar, iônica e iônica.

Alternativa correta: D

PARA SABER MAIS!

Vídeos:

<https://www.youtube.com/watch?v=dnWxabCAGdo>

Ligaçāo Iônica demonstrada sob uma perspectiva energética e em 3D.

<https://www.youtube.com/watch?v=ThoD-SAczw8>

Ligaçāo Covalente demonstrada sob uma perspectiva energética e em 3D.

https://www.youtube.com/watch?v=s_Ca1mk1I9E

Ligações Iônicas e Covalentes contextualizadas e com animações em 3D.

<https://www.youtube.com/watch?v=cd82T7cf7Kc>

Discute o conceito de Valência, com informações da Tabela Periódica e sob uma perspectiva energética. Este vídeo tem o áudio em português

de Portugal.

REFERÊNCIAS

DUARTE, H. E. Ligações Químicas: Ligação Iônica, Covalente e Metálica. Em: AMARAL, L. O. F.; ALMEIDA, W. B. de (Orgs.). Cadernos Temáticos da Química Nova na Escola, n.4, p.14-23, 2001. Disponível em:
<http://qnesc.sbn.org.br/online/cadernos/04/ligacoes.pdf> Acesso em 23.09.2016.

FERNANDEZ, C.; MARCONDES, M. E. R. Concepções dos Estudantes sobre Ligação Química. Química Nova na Escola, v.24, p.20-24, 2006. Disponível em:
<http://qnesc.sbn.org.br/online/qnesc24/af1.pdf> Acesso em 23.09.2016.

FERREIRA, M.; DEL PINO, J. C. Experimentação e modelagem: estratégias para a abordagem de ligações químicas no ensino médio. ACTASCIENTIAE, Canoas, v.5, n.2, p.41-48, jul./dez. 2003. Disponível em:

<http://www.lume.ufrgs.br/bitstream/handle/10183/143536/000416209.pdf?sequence=1> Acesso em 23.09.2016.

TOMA, H. E. Ligação Química: Abordagem Clássica ou Quântica? Química Nova na Escola, v.6, p.8-12, 1997. Disponível em: <http://qnesc.sbn.org.br/online/qnesc06/conceito.pdf> Acesso em 23.09.2016.

PARTE I

QUÍMICA

05

FUNÇÕES INORGÂNICAS

meSalva!

FUNÇÕES INORGÂNICAS

Tudo bem, galera do Me Salva!?

Vamos começar mais uma apostila, desta vez, falando sobre **funções inorgânicas**. Você, com certeza, já conhece algumas delas, porque, como tudo na química, elas estão presentes no nosso dia a dia. Para dar alguns exemplos a você, eu vou contar uma historinha: imagine o horário do meio dia, bate aquela fome, e você vai almoçar. Estava com tanta fome que se esqueceu de temperar a comida, aí o que você faz? Pega o **sal** e coloca na comida. Você comeu tão rápido que dá aquela indigestão e uma azia que incomoda. É fácil resolver esse problema, você usa um **antiácido** estomacal para aliviar as dores e neutralizar o efeito do ácido do seu estômago. Pois veja bem, as coisas que eu citei aqui são compostos químicos que fazem parte de grupos de funções inorgânicas diferentes. O sal de cozinha faz parte da **função sal**, o antiácido faz parte da **função base** e o ácido do estômago faz parte da **função ácido**. Viu só? As funções inorgânicas estão presentes em todos os lugares, e, além dessas três que eu citei, existe mais uma função, os óxidos! Ficou curioso pra saber mais sobre elas? Então vem comigo e vamos estudar todas elas.

FUNÇÕES INORGÂNICAS

Primeiramente, o que são funções inorgânicas? **Funções inorgânicas** são conjuntos de substâncias com propriedades químicas parecidas, pois possuem estruturas parecidas. E para que separar os componentes químicos em categorias diferentes? Oras, é muito mais fácil estudar os componentes químicos se classificarmos todos eles conforme as propriedades que eles têm em comum. Dessa forma, quando você estiver diante de um composto formado por __OH , saberá que ele tem algumas características específicas (que todas as bases têm); se estiver diante de um composto formado por $\text{H}\text{__}$, saberá quais são as suas características principais (que são iguais para todos os ácidos). Imagina se não houvesse grupos para as diferentes substâncias químicas. Cada vez que você fosse analisar um componente ia ser bem difícil saber quais são as suas características, você não acha?

Lembre-se!

Existem duas grandes classes de funções: inorgânicas e orgânicas.

- ✓ Funções orgânicas: formadas por compostos que derivam do elemento carbono;
- ✓ Funções inorgânicas: formadas pelos demais compostos.

As funções inorgânicas são divididas em quatro subgrupos:

- ✓ Ácidos
- ✓ Bases
- ✓ Sais
- ✓ Óxidos

Certo, e como as substâncias químicas foram divididas nesses grupos?

Vamos dar uma olhadinha na **Teoria de Dissociação Iônica** do sueco **Svante Arrhenius**. Essa teoria é a base da classificação das principais funções inorgânicas. Arrhenius fez uma série de experimentos para tentar explicar a condutividade de algumas soluções. Para isso, ele usou um equipamento que tinha uma bateria com dois polos: de um polo saía um fio de cobre que se ligava em uma lâmpada e seguia com uma extremidade livre; do outro polo saía um fio com a extremidade solta. Ele colocava as duas extremidades dos fios em um recipiente onde havia diferentes tipos de soluções. Pelo acendimento de uma lâmpada, ele detectava se a solução tinha ou não capacidade de conduzir elétrons, ou seja, se conduzia corrente elétrica. Então ele percebeu que quando colocava os eletrodos em contato com sal ou com água ultrapura, a lâmpada não acendia. Já quando ele colocava os eletrodos em contato com uma solução de água com sal, a lâmpada acendia, mostrando que havia passagem de corrente elétrica. Ele também testou com açúcar (sacarose $C_{12}H_{22}O_{11}$), mas a lâmpada não acendeu. O que Arrhenius descobriu com isso? Descobriu que a **condução de corrente elétrica depende da existência de íons**, são eles que transportam a carga elétrica.

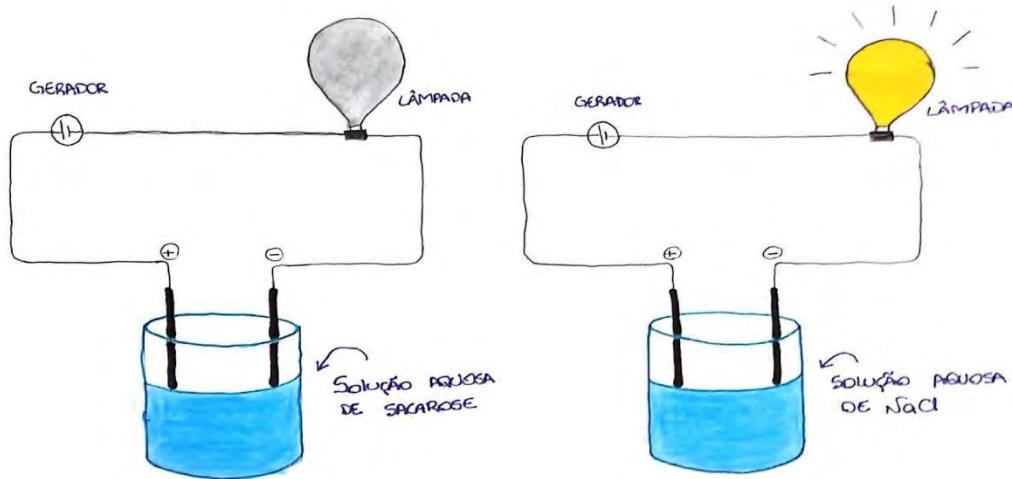


IMAGEM 1 - EXPERIMENTO DE ARRHENIUS.

Depois de testar vários compostos, ele chegou à seguinte conclusão: **compostos iônicos**, como o sal (NaCl), sofrem **dissociação iônica** em solução, ou seja, seus elementos são separados quando colocados em água, formando íons; já **compostos moleculares**, como o ácido (HCl), sofrem **ionização** em solução, ou seja, a água reage com o composto molecular e forma íons positivos (cátions) e íons negativos (ânions). Com esse estudo, ele observou que alguns compostos liberavam sempre os mesmos tipos de cátions/ânions. Foi esse momento que ele se deu conta de algo! Aqueles que liberam cátions H^+ são de um grupo, o dos ácidos, aqueles que liberam ânions OH^- são de outro grupo, o das bases, e aqueles que liberam cátions e ânions diferentes de H^+ e OH^- são de um outro grupo, o dos sais. A teoria de Arrhenius só não explica o grupo dos óxidos, mas eles são um grupo menor com praticamente tudo o que restar de substâncias inorgânicas.

OLHA A DICA!

Substância formada por ligação covalente:
ioniza

Substância formada por ligação iônica:
dissocia

Agora que você já sabe como foi feita a divisão dos grupos de funções inorgânicas, vamos estudar cada uma delas? Cada função inorgânica, além de um conceito geral, vai ser dividida em 4 sessões: **propriedades, classificação, nomenclatura e exemplos do cotidiano**. Além disso, vamos ter alguns exercícios para aplicar o conteúdo.

Bora lá aprender sobre isso!

ÁCIDOS

Segundo a teoria de Arrhenius, ácidos são substâncias que sofrem ionização na água e liberam o cátion H^+ ou o íon hidrônio H_3O^+ . São representados pela forma HX .

PROPRIEDADES

- ✓ Têm um sabor característico azedo e é fácil perceber isso nas frutas cítricas, como o limão.
- ✓ Presença do H em sua fórmula: sempre escrito da forma HX ;
- ✓ Ao reagir com bases, formam sal e água, que é uma reação de neutralização do ácido pela base;
- ✓ Ao reagir com metais, liberam gás H_2 . Ácido em contato com metais ativos (zinco, manganês) corroem o metal e liberam gás hidrogênio;
- ✓ Conduzem corrente elétrica: quando em água eles estão na forma de íons que são condutores de elétrons;

Oxiácidos

- ✓ Ex.: $HClO$, H_3PO_4 , H_2CO_3
- ✓ líquidos
- ✓ polares, solúveis, fazem pontes de hidrogênio.

Hidrácidos

- ✓ Ex.: HCl, HF, HBr, HCN
- ✓ voláteis (mas o HF não!)
- ✓ polares, forças intermoleculares de Van der Waals.

CLASSIFICAÇÃO

Os ácidos podem ser classificados de quatro maneiras: de acordo com o **número de hidrogênios ionizáveis** da molécula, com o **número de elementos** presentes na fórmula, quanto à **presença de oxigênio** e de acordo com a sua **força ácida (grau de ionização)**.

Número de hidrogênios ionizáveis

Monoácidos: liberam um H⁺ por molécula. Ex.: HCl, HF.

Diácidos: liberam dois H⁺ por molécula. Ex.: H₂SO₄, H₂CO₃.

Triácidos: liberam três H⁺ por molécula. Ex.: H₃PO₄.

Tetrácidos: liberam quatro H⁺ por molécula. Ex.: H₄P₂O₇.

Número de elementos diferentes presentes na fórmula

Binário: 2 elementos. Ex.: HCl.

Ternário: 3 elementos. Ex.: H₂CO₃.

Quaternário: 4 elementos. Ex.: HCNS.

Presença de oxigênio

Hidrácido: sem oxigênio. Ex.: HCl.

Oxiácido: com oxigênio. Ex.: H₂CO₃.

FORÇA ÁCIDA

A força ácida mede a facilidade com que os íons H⁺ são liberados em uma solução, então, quanto mais fácil for para um ácido se ionizar, mais forte ele será. Podemos calcular a força ácida de três maneiras:

- ✓ Constante de dissociação - α

A constante de dissociação vai medir a quantidade de molécula ionizadas em relação às dissolvidas, segundo a equação:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}} \times 100\%$$

ácidos fracos < 5% < ácidos médios < 50% < ácidos fortes

- ✓ Constante ácida - Ka

A constante ácida indica a concentração molar dos produtos em relação aos reagentes na reação de dissociação do ácido:



$$Ka = \frac{[\text{H}^+] [\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Por isso, quanto maior a constante ácida, maior a concentração dos íons H⁺ em solução, ou seja, maior a força do ácido.

- ✓ Potencial hidrogeniônico – pH

Todas as maneiras de medir a força de um ácido vão estar relacionadas com a quantidade ou concentração dos íons H⁺ em solução. O pH é uma função logarítmica da concentração desses íons, por isso a relação será inversamente proporcional, ou seja, quanto menor o pH, maior a concentração dos íons H⁺.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

A escala de pH vai de 0 a 14, onde 0 é totalmente ácido e 14 é totalmente básico, sendo 7 o pH neutro, onde a solução não é nem ácida nem básica.

Exemplos:

Ácidos fracos - HCN, H_2CO_3 ;

Ácidos médios - HF, HNO_2 ;

Ácidos fortes - HCl, HI, HBr, H_2SO_4 .

Dica 1 (força hidrácidos):

Lembre-se sempre que a força de um ácido tem relação com as propriedades periódicas! Quanto mais eletronegativo for o elemento que acompanha o H em um ácido, maior será a força do ácido. O HCl, por exemplo, é mais forte que o HI (porque o Cl é mais eletronegativo que o I). O HF é uma exceção a essa regra, pois ele tem força média!!!

Dica 2 (força oxiácidos):

Observe os elementos da molécula. Quanto mais oxigênios, mais eletronegativo e maior a tendência de ionizar, logo, mais forte é o ácido!

- ✓ Forte: diferença entre H e O = 2 Ex.: H_2SO_4 , HNO_3
- ✓ Médio: diferença H e O = 1 Ex.: HNO_2
- ✓ Fraco: diferença H e O = 0 Ex.: HClO , H_3BO_3 , mas também H_2CO_3

NOMENCLATURA

A nomenclatura de ácidos vai depender do oxigênio! Sim, porque se um ácido tiver oxigênio (oxiácido - HXO), a sua nomenclatura será de uma maneira e se não tiver oxigênio (hidrácido - HX), será de outra maneira.

Regra básica da nomenclatura de ácidos: usa-se a palavra ácido mais o nome do elemento químico, acrescentado de um sufixo. Lembre-se que esse elemento não é o hidrogênio nem o oxigênio! P. No caso do HClO, por exemplo, o elemento que nomeia o ácido é o Cl.

Hidrácidos:

É bem simples! É só acrescentar **ídrico** ao nome do elemento químico do ácido:

Ácidoídrico

HCl - ácido clorídrico

HI - ácido iodídrico

HBr - ácido bromídrico

HCN - ácido cianídrico

Oxiácidos:

Para nomear esse grupo de ácidos, precisamos de mais atenção, pois vamos acrescentar **ico** ou **oso** ao nome do elemento químico do ácido, ok? Mas como saber se é para usar ico ou oso? Para isso, você deve se lembrar do NOX do elemento que compõe o oxiácido!

Se $\text{NO}_X > +4$

Se $\text{NO}_X < +4$

(G = grupo que o elemento químico pertence na tabela periódica.

Ex. HNO_2 é G = 5)

Dica: ico lembra rico, então o NOX é maior, mais “rico”

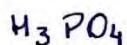
Normalmente essa regrinha funciona para todos oxiácidos! Existe uma **exceção**, que é o caso dos oxiácidos compostos por um elemento químico do **grupo 7**. Os ácidos formados por elementos desse grupo, podem ter NOX do elemento químico +1, +3, +5 e +7. Nesse caso, além do sufixo **ico** (NOX +7 e +5) e **oso** (NOX +3 e +1) também se usa os prefixos **per** (NOX +7) e **hipo** (NOX +1). Ficou um pouco confuso? Dá uma olhadinha nos exemplos abaixo que você vai entender melhor!



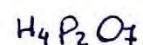
Mais uma coisinha pra você prestar atenção! Os oxiácidos formados por elementos da família 15 (com exceção do nitrogênio!) têm uma nomenclatura um pouquinho diferente, pois se usa os prefixos **orto**, **meta** e **piro**, quer ver o porquê?



$$\begin{array}{c|c|c} \text{H} & \text{P} & \text{O}_3 \\ \hline +1 & x & -2 \\ +1 & x & -6 = 0 \\ \hline x = +5 \end{array}$$



$$\begin{array}{c|c|c} \text{H}_3 & \text{P} & \text{O}_4 \\ \hline +1 & x & -2 \\ +3 & x & -8 = 0 \\ \hline x = +5 \end{array}$$



$$\begin{array}{c|c|c} \text{H}_4 & \text{P}_2 & \text{O}_7 \\ \hline +1 & x & -2 \\ +4 & 2x & -14 = 0 \\ \hline x = +5 \end{array}$$

Como em todos os compostos, o enxofre possui mesmo NOX. Vamos usar os prefixos que falamos antes. Para saber qual prefixo vai em cada se estabeleceu a seguinte regra:

O ácido H₃PO₄ é o ácido **ortofosfórico** e dele derivam os outros da seguinte maneira:



No exemplo acima temos a nomenclatura de oxiácidos com fósforo. Lembre-se que o prefixo orto é de uso facultativo, mas os prefixos meta e piro são de uso obrigatório!

Vamos ver alguns exemplos para fixar bem a nomenclatura dos oxiácidos:

HNO_2 – Ácido nitroso

H_2SiO_3 – Ácido metasilícico

H_2CrO_4 – Ácido crômico

HIO – Ácido hipoiodoso

HMnO_4 – Ácido permangânico

HClO_3 – Ácido clórico

H_3PO_4 – Ácido fosfórico

H_3PO_3 – Ácido fosforoso

HPO_3 – Ácido metafosfórico

HPO_2 – Ácido metafosforoso

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – Ácido pirofosfórico

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ – Ácido pirofosforoso

EXEMPLOS DO COTIDIANO

Quando a gente pensa em ácido pensa em algo que corrói, que destrói e não parece ser uma substância química que a gente usaria muito, né? Mas os ácidos estão presentes em muitas situações do dia a dia, e nós usamos eles bem mais do que você imagina! Vamos falar um pouquinho dos ácidos mais conhecidos e importantes de a gente se lembrar?

- ✓ **HCl (ácido clorídrico):** também chamado de ácido muriático, gás clorídrico e cloreto de hidrogênio, esse é o famoso ácido presente no nosso estômago! É ele que faz o alimento que comemos ser mais facilmente digerido. Também é ele que causa a azia, aquela famosa queimação que sentimos no

esôfago. O ácido muriático é muito usado na limpeza de prédios.

- ✓ **HF (ácido fluorídrico):** esse ácido consegue dissolver muitos óxidos de metais e de semimetais, e deve-se ter muito cuidado com o seu armazenamento, porque ele reage com a sílica (SiO_2) do vidro, corroendo o vidro. Recipientes de vidro não servem para guardar esse ácido, já que seriam destruídos por ele! Normalmente, é armazenado em recipientes de polietileno ou politetrafluoretileno (teflon). Quer ver como ocorre esse processo de corrosão do vidro pelo HF? Dá uma olhada lá no fim da apostila na seção Para saber mais!
- ✓ **HCN (ácido e gás cianídrico):** esse ácido foi muito usado em câmaras de gás nos EUA. Apesar de ser um ácido fraco, ele tem uma letalidade muito grande!
- ✓ **H_2S (ácido e gás sulfídrico):** é um ácido que tem cheiro de ovo podre. Apesar de ser fraco, ele é bem venenoso.
- ✓ **H_2SO_4 (ácido sulfúrico):** é um ácido forte usado nas baterias de automóveis. É um dos ácidos que compõem a chuva ácida.
- ✓ **HNO_3 (ácido nítrico):** é um ácido forte usado na fabricação de adubos (regula o pH) e de explosivos (como o famoso TNT).
- ✓ **H_3PO_4 (ácido fosfórico):** é um ácido médio usado em refrigerantes e também na fabricação de fertilizantes (como o NPK).
- ✓ **H_2CO_3 (ácido carbônico):** é um ácido fraco e bastante instável, se decompõe facilmente em CO_2 e H_2O . Está presente no nosso corpo (ajuda a manter a regulação do pH) e também na chuva ácida.
- ✓ **H_3BO_3 (ácido bórico):** é um ácido fraco muito usado na água boricada como um colírio
- ✓ **HClO (hipocloroso):** é um ácido bem instável e normalmente é usado na sua forma de sal, o NaClO , mais conhecido como água sanitária. É usado no tratamento de água potável e como produto de limpeza, por ter um grande potencial desinfetante

EXERCÍCIOS

Vamos fazer uns exercícios e aplicar o que aprendemos sobre ácidos?

(Cesgranrio-RJ) O ácido clorídrico puro (HCl) é um composto que conduz muito mal a eletricidade. A água pura (H_2O) é um composto que também conduz muito mal a eletricidade; no entanto ao dissolvemos o ácido na água, formamos uma solução que conduz muito bem a eletricidade, o que se deve à:

- a) dissociação da água em H^+ e OH^- ;
- b) ionização do HCl formando H_3O^+ e Cl^- ;
- c) transferência de elétrons da água para o HCl ;
- d) transferência de elétrons do HCl para a água;
- e) reação de neutralização do H^+ da água com Cl^- do HCl .

R: b

O ácido fosfórico (H_3PO_4) é classificado quanto à presença de oxigênio, quanto ao número de hidrogênios ionizáveis, número de elementos e quanto à força, respectivamente, em:

- a) Hidrácido, triácido, ternário, moderado.
- b) Oxiácido, triácido, binário, moderado.
- c) Oxiácido, triácido, ternário, moderado.
- d) Hidrácido, diácido, ternário, forte.
- e) Oxiácido, triácido, quaternário, forte.

R: c

BASES

Segundo a teoria de Arrhenius, bases são substâncias que sofrem dissociação iônica na água e liberam o ânion OH^- . Representado pela fórmula XOH , onde X sempre é um metal.

PROPRIEDADES

As bases têm um sabor característico adstringente. Você já deve ter comido uma banana que não estava bem madura ainda e sentiu aquele gosto estranho que o fez uma secura muito intensa na sua boca; isso é o sabor adstringente!

As bases têm algumas características em comum:

- ✓ **Presença do OH em sua fórmula:** sempre escrito da forma XOH;
- ✓ **Ao reagir com ácidos, formam sal e água:** é uma reação de neutralização da base pelo ácido;
- ✓ Quando são dissolvidas na água, sofrem **dissociação iônica** e os hidróxidos (OH) são separados dos cátions (metal);
- ✓ **Conduzem corrente elétrica** quando dissolvidas em água;
- ✓ São sólidas, iônicas, combinação de metal + ametal;
- ✓ Têm ponto de fusão e de ebulição maior do que o dos ácidos;
- ✓ Bases devem ser armazenadas em frascos de plástico e não de vidro, pois reagem com o SiO₂ do vidro!

CLASSIFICAÇÃO

As bases podem ser classificadas de três formas: número de hidroxilos, solubilidade e força da base.

Número de hidroxilos:

Monobases: têm um grupo OH⁻ Ex.: AgOH, NaOH;

Dibases: têm dois grupos OH⁻ Ex.: Ca(OH)₂;

Tribases: têm três grupos OH⁻ Ex: Fe(OH)₃;

Tetrabase: têm quatro grupos OH⁻ Ex.: Mn(OH)₄.

Solubilidade:

Está relacionada com o metal que compõe a base. Os metais têm uma ordem crescente de solubilidade:

Metais alcalinos	>	Metais alcalinos terrosos	>	Metais
Solúveis solúveis		Pouco Insolúveis		

Então é bem simples de saber a solubilidade da base. Basta olhar para o metal que forma a base: se ele for do grupo 1, por exemplo, a base será solúvel.

Lembre-se!!! A solubilidade de uma base está relacionada à sua condução de corrente elétrica em uma solução. Assim quanto mais solúvel for a base, mais ela se dissociará na solução, mais íons terá essa solução e, portanto, a condutividade elétrica será maior!

Força da base (grau de dissociação iônica):

A força da base está relacionada com a dissociação da base em uma solução. Isso também tem relação com a solubilidade de uma base. Olha só: uma base que é bastante solúvel se dissociará mais em uma solução e assim teremos mais ânions OH⁻ no meio, certo? O que caracteriza uma base é a presença de OH⁻, então quanto mais OH⁻ estiver dissolvido no meio, mais forte será a base!

Alto grau de dissociação → Base solúvel → **BASE FORTE**

Baixo grau de dissociação → Base insolúvel → **BASE FRACA**

- ✓ Fortes: grupo 1
- ✓ Médias: grupo 2

- ✓ Fracas: as demais

Vamos ver alguns exemplos de bases para ver se você entendeu direitinho a classificação?

NaOH : base formada por metal alcalino, é solúvel em água e tem alto grau de dissociação: é uma base forte.

Fe(OH)_3 : não é metal alcalino nem alcalino terroso, é insolúvel em água e tem baixo grau de dissociação: é uma base fraca.

Assim como os ácidos, as bases também vão ter constante básica e potencial hidroxiliônico, que aqui será pOH , vamos ver:

- ✓ Constante básica - K_b



$$K_b = \frac{[\text{X}^+][\text{OH}^-]}{[\text{XOH}]}$$

Portanto, quanto maior K_b , mais forte a base.

- ✓ Potencial hidroxiliônico – pOH

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Atenção!!!

A base NH_4OH (hidróxido de amônio) é um pouco diferente das demais bases:

É produto da ionização da amônia e só existe em uma solução aquosa:



Ela não é formada por metais, mas pelo composto molecular NH_4^+ (amônio). É a única base que não é formada por metais. É fraca, volátil e se ioniza em água, pois é formado por composto molecular.

NOMENCLATURA

Nomear bases é bem mais fácil do que nomear ácidos! É só seguir essa regrinha:

Hidróxido de (nome do cátion)

Ca(OH)_2 - hidróxido de **cálcio**

NaOH - hidróxido de **sódio**

Ba(OH)_2 - hidróxido de **bário**

Quando houver mais de um hidróxido para um mesmo elemento, ou seja, o metal que forma a base tem NOX variado, pode-se nomear de duas formas:

- ✓ acrescentando o número romano que corresponde à carga do cátion;
- ✓ acrescentando o prefixo **ico** ou **oso**, lembrando que **ico** é usado pra **carga maior** e **oso** pra **carga menor**.
 - ◆ Fe(OH)_2 – hidróxido de ferro (II) **ou** hidróxido ferroso
 - ◆ Fe(OH)_3 – hidróxido de ferro (III) **ou** hidróxido férrico
 - ◆ Cu(OH) – hidróxido de cobre (I) **ou** hidróxido cuproso
 - ◆ Cu(OH)_2 – hidróxido de cobre (II) **ou** hidróxido cúprico

EXEMPLOS DO COTIDIANO

NaOH (hidróxido de sódio): mais conhecido pelo seu nome popular, soda cáustica. É sólida à temperatura ambiente, mas é uma base extremamente solúvel e muito higroscópica (absorve a umidade do ar), então com o tempo pode se tornar um líquido. É uma base muito forte e pode corroer e destruir tecidos vivos, causando queimaduras muito graves na pele. Seu uso deve ser feito sempre com muito cuidado, usando luvas para proteção! Essa base pode ser usada na produção de sabões (principal uso), na limpeza pesada, como auxiliar no desentupimento de pias e ralos (provavelmente alguém na sua casa já precisou usar a soda cáustica!) e também na fabricação de papel, tecidos e corantes.

KOH (hidróxido de potássio): também é conhecida como potassa cáustica. É uma base forte e bem perigosa, pois é tóxica e corrosiva. É bastante usada na indústria para fabricação de sabão (produtos de limpeza) e sabonete, já que os sabonetes feitos com potassa cáustica são menos agressivos para pele do que os sabonetes feitos com sódio. É usada também para produzir fertilizantes.

NH₄OH (hidróxido de amônio): também conhecido como amoníaco, é uma base fraca, solúvel e volátil usada para a limpeza doméstica. Além disso pode ser usada com vários outros fins: produção de tinturas de cabelo, fertilizantes agrícolas, produtos branqueadores de tecidos, detergentes, entre outros. Assim como as outras bases, é tóxico e é necessário ter muito cuidado ao usá-lo!

Ca(OH)₂ (hidróxido de cálcio): é muito usada na construção, no preparo de argamassa para cobrir paredes e pinturas e pra assentar tijolos. Também é chamada de cal hidratada, cal extinta ou cal apagada, porque ela é obtida a partir da hidratação do óxido de cálcio (CaO), que é a cal virgem ou cal viva.

Mg(OH)₂ (hidróxido de magnésio): forma o leite de magnésia, que é usado como laxante e antiácido.

Al(OH)₃ (hidróxido de alumínio): também é um antiácido.

EXERCÍCIOS

Vamos lá galera, uns exercícios para ver se entendemos direitinho.

Associe as bases numeradas de 1 a 4 com os usos apresentados abaixo.

- | | |
|------------------------|---------------------------------------------|
| 1. NaOH | () Produção de sabões moles |
| 2. KOH | () Produtos de limpeza (Ajax, Fúria, etc.) |
| 3. Ca(OH) ₂ | () Produção de sabões duros |
| 4. NH ₄ OH | () Utilização na construção civil. |

A ordem correta de preenchimento das lacunas é:

- a) 3 - 2 - 4 - 1.
- b) 4 - 1 - 2 - 3.

c) 2 - 3 - 1 - 4.

d) 2 - 4 - 1 - 3.

e) 1 - 2 - 3 - 4.

R: d

(Unioeste - PR 2012) Os hidróxidos de sódio, cálcio, alumínio e magnésio são bases utilizadas com diferentes números de hidroxilas. Assinale a alternativa que define corretamente estas bases na sequência indicada.

a) monobase, dibase, dibase e monobase.

b) monobase, monobase, tribase e dibase.

c) dibase, dibase, tribase e dibase.

d) tribase, monobase, monobase e monobase.

e) monobase, dibase, tribase e dibase.

R: e

SAIS

Sais são substância que sofrem dissociação iônica em solução aquosa, e produzem um cátion diferente de H⁺ e um ânion diferente de OH⁻.

PROPRIEDADES

Os sais têm algumas características em comum:

- ✓ Sabor salgado;
- ✓ Conduzem corrente elétrica em solução aquosa;
- ✓ Podem reagir com ácidos, bases, outros sais e metais;
- ✓ São formados a partir de uma reação de neutralização entre um ácido e uma base: o cátion do sal vem da base e o ânion do sal vem do ácido.



CLASSIFICAÇÃO

Os sais são divididos em quatro grupos:

Sal neutro/normal:

- ✓ Formado por **1 cátion + 1 ânion**
- ✓ Base forte + ácido forte → SAL NEUTRO + água
- ✓ Base fraca + ácido fraco → SAL NEUTRO + água
- ✓ **Por que são neutros?** Quando esses sais são colocados na água, o pH da solução não muda.

Ex.: NaCl, Na₂SO₄, NH₄CN.

Sal ácido/hidrogenossal:

- ✓ Formado por 1 cátion + H⁺ + 1 ânion
- ✓ Ácido forte + base fraca → SAL ÁCIDO + água
- ✓ **Por que são ácidos?** Quando esses sais são colocados na água, o pH da solução diminui, porque o cátion (da base) sofre hidrólise e há liberação de muitos íons H⁺.

Ex.: NH₄Cl, Al₂(SO₄)₃, NaHCO₃.

Sal básico/hidroxissal:

- ✓ Formado por 1 cátion + OH⁻ + 1 ânion
- ✓ Ácido fraco + base forte → SAL BÁSICO + água
- ✓ **Por que são básicos?** Quando esses sais são colocados na água, o pH da solução aumenta, porque o ânion (do ácido) sofre hidrólise e há liberação de muitos íons OH⁻.

Ex.: Ca(OH)Br, Mg(OH)Cl.

Sal duplo/misto:

- ✓ Formado por **2 cátions + 1 ânion ou 1 cátion + 2 ânions**
- ✓ São formados a partir de uma reação de neutralização parcial.

Ex.: KNaSO₄, CaBrCl, NaClO.

Sal hidratado:

- ✓ É o sal que tem moléculas de água na sua estrutura cristalina sólida.
- ✓ Por que isso acontece? Alguns sais são higroscópicos, ou seja, absorvem água do ambiente.

Ex.: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Atenção!!! Você deve ter visto que foram citadas várias reações de neutralização e formação de sais para explicar os tipos de sais que existem. Quer saber um pouco mais sobre essas reações químicas inorgânicas? Vai lá e dá uma olhadinha na apostila **Reações Químicas Inorgânicas** que tem tudo bem explicadinho!

NOMENCLATURA

Agora que você já sabe como se classificam os sais, vai ficar bem mais fácil saber como nomeá-los. O nome do sal tem relação com o cátion da base e com o ânion do ácido que o formaram. Vamos ver a nomenclatura de cada tipo de sal?

Mas antes vai uma dica de sufixos. Lembra dos sufixos ídrico, ico e oso dos ácidos? Então, nos sais o ânion que veio do ácido recebe um sufixo também, que pode ser eto, ato e ito. Nossa, mas e como saber qual deles usar? Calma! Tem um jeito bem simples e divertido de se lembrar, é só memorizar essa frase:

“Preto xilídrico é o mosquito teimoso que o pato tem no bico”

SAL	ÁCIDO
eto	ídrico

ito	oso
ato	ico

Então sempre que o ácido que originou o sal for nomeado com _ídrico, o sal será nomeado com _eto, e o mesmo serve para os outros sufixos! Vamos ver uns exemplos mais adiante para isso ficar mais claro. Agora, vamos ver como se nomeia cada tipo de sal?

Sal neutro

Nome do ânion + de + nome do cátion

O cátion sempre terá o nome do elemento químico que o originou. Se for um elemento com mais de uma carga possível, indicar com números romanos ou com sufixo **ico** ou **oso** (mesma regra das bases!).

O ânion terá o nome do elemento químico com o sufixo **eto** ou **ato** (lembre da frase do mosquito!)

Exemplos:

NaCl = cloreto de sódio

Ânion Cl⁻ vem do ácido HCl, que é ácido clorídrico, portanto o ânion é cloreto.

Na₂SO₄ = sulfato de sódio

Ânion SO₄²⁻ vem do ácido H₂SO₄, que é o ácido sulfúrico, portanto o ânion é sulfato.

FeSO₄ = sulfato de ferro II (sulfato ferroso)

Cátion é Fe⁺², portanto é ferroso.

Sal duplo

A nomenclatura é igual a de sais neutros, mas é preciso acrescentar o nome dos dois cátions que formam o sal no final ou o nome dos dois ânions que formam o sal no início.

Exemplos:

KNaSO_4 = sulfato de potássio e sódio

CaClBr = cloreto brometo de cálcio

MgNO_3Br = nitrato brometo de magnésio

Hidrogenossal ou quando há H na fórmula

Número H ligados ao ânion + hidrogeno + nome do ânion + de + nome do cátion

Obs: 1 H é mono, 2 H é di, 3 H é tri, 4 H é tetra, etc

Exemplos:

NaHCO_3 = monohidrogenocarbonato de sódio ou hidrogenocarbonato de sódio.

(só tem um hidrogênio ligado ao ânion na fórmula, então o prefixo é mono, que nesse caso é opcional)

FeHPO_4 = monohidrogenofosfato férrico

KH_2PO_4 = di-hidrogenofosfato de potássio

Hidroxissal ou quando há OH na fórmula

Número de OH + hidroxi + nome do ânion + de + nome do cátion

Exemplos:

BaOHC = monohidroxicloreto de bário

$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$ = di-hidroxisulfato de cobre II ou dihidroxisulfato cúprico

Sal hidratado

Nome do sal + prefixo do número de moléculas H_2O + hidratado

Exemplos:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ = sulfato de cobre II penta-hidratado ou sulfato cúprico penta-hidratado



EXEMPLOS DO COTIDIANO

NaCl (cloreto de sódio): é o sal de cozinha ou sal marinho.

Provavelmente é o sal mais conhecido no mundo, usado como tempero e conservante. Isso mesmo, sal pode conservar alimentos. A carne de charque é conservada assim: colocando-se sal na carne, ele vai impedir que bactérias contaminem a carne, pois o sal vai “puxar” a água das bactérias, e elas desidratarão e morrerão. Esse é o efeito de pressão osmótica, uma propriedade coligativa. Quer saber mais sobre isso? Dá uma olhada na apostila de [Propriedades Coligativas!](#)

NaF (fluoreto de sódio): esse sal é usado para a fluoretação de dentes e ajuda a proteger os dentes contra as cárries. Como que isso acontece? O esmalte dos dentes é formado por hidroxiapatita $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}]$ que forma fluorapatita $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}]$ quando reage com o fluoreto de sódio. A fluorapatita vai se aderir ao esmalte do dente e isso protege os dentes dos ácidos (formados pela fermentação de açúcares pelas bactérias) que causam cárries. É por isso que os cremes dentais e a água tratada que chega na sua casa têm o fluoreto de sódio.

NaClO (hipoclorito de sódio): é usado no tratamento de água (cloração), como desinfetante (a tão conhecida água sanitária) e alvejante de roupas.

NaHCO₃ (hidrogenocarbonato de sódio): mais conhecido como bicarbonato de sódio. Usado como antiácido (ele neutraliza o HCl do estômago) e como fermento, fazendo o bolo crescer! Como? O bicarbonato de sódio quando aquecido, libera CO₂ gasoso, que então faz a massa do bolo aumentar de tamanho.

NaNO₃ (nitrato de sódio): conhecido como salitre, é usado na fabricação de fertilizantes e de pólvora.

CaCO₃ (carbonato de cálcio): é um sal encontrado em vários lugares na natureza, como no calcário, no mármore, na casca de ovo e nas conchas. Tem várias utilidades, como correção da acidez do solo e caiação.

O que é a caiação? É quando se usa cal extinta $[Ca(OH)_2]$ em árvores e em paredes. Depois de um tempo a cal extinta reage com o CO_2 do ar e forma uma película insolúvel, que é o carbonato de cálcio. Tá, mas você deve estar se perguntando, pintar paredes ok, mas e porque se pinta árvores? O objetivo disso é evitar a proliferação de fungos, pois o carbonato de cálcio corrói a parte externa das árvores e mata os fungos. Só que esse óxido não é seletivo e acaba matando também microorganismos essenciais para as árvores, como os liquens. Por isso, a caiação de árvores não é uma técnica muito boa para o meio ambiente.

$CaSO_4$ (sulfato de cálcio): esse sal é encontrado no gesso e no giz.

$Ca_3(PO_4)_2$ (fosfato de cálcio): está nos dentes e nos ossos, na forma de hidroxiapatita.

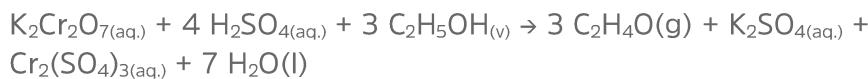
KCN (cianeto de potássio): também conhecido como cianureto, é um composto altamente letal. O íon proveniente dele, íon cianeto (CN^-), causa a intoxicação, pois inabilitiza a citocromo c oxidase, uma enzima importante da respiração celular, levando a uma morte bem rápida.

$KMnO_4$ (permanganato de potássio): é um agente oxidante usado na dermatologia como anti-séptico, pela sua ação bactericida. Ele é usado para limpar e desinfetar feridas e úlceras e é bastante usado no tratamento de catapora.

$K_2Cr_2O_7$ (dicromato de potássio): é o oxidante presente no bafômetro.

BAFÔMETRO

O bafômetro é um aparelho que mede os níveis de álcool de um indivíduo, pelo ar expirado dos pulmões. E o que o dicromato de potássio tem a ver com isso? Esse composto químico participa de uma reação que acontece no bafômetro:



O que acontece nessa reação? O álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) em contato com o dicromato de potássio leva a uma reação de oxirredução, onde o dicromato de potássio oxida o álcool a aldeído acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$) e o dicromato (amarelo-alaranjado) origina o sulfato de crômio III [$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$] (verde). Quando há mudança de cor, pode-se dizer que o motorista estava embriagado!

KBrO₃ (bromato de potássio): é um aditivo que antigamente era muito usado em pães, deixando o pão bem grande. Como funciona isso? O bromato de potássio reforça a expansão da massa e então o pão cresce mais. Nas condições exatas, o bromato de potássio é totalmente consumido, mas se ele estiver em grande quantidade ou se o pão não for completamente assado, sobra um pouco de bromato de potássio no pão e isso é muito perigoso, porque ele é um agente cancerígeno! Em função disso, o uso de bromato de potássio na panificação é proibido!!!

Al₂(SO₄)₃ (sulfato de alumínio): é usado no tratamento de água, na etapa de floculação. Basicamente, o sulfato de alumínio age como coagulante, ele se agrupa a partículas na água e forma pequenos flocos que decantam, e ajudando a separar as partículas, deixando a água mais pura.

CuSO₄ (sulfato cúprico): é um algicida usado em piscinas (inibe a formação de algas).

AgNO₃ (nitrato de prata): é um sal oxidante e desinfetante usado em pediatria e dermatologia, mas também na fotografia convencional, na fabricação de espelhos e vidros, por exemplo.

AgBr (brometo de prata): é um sal usado no filme fotográfico.

BaSO₄ (sulfato de bário): esse sal é usado como contraste para radiografias do sistema digestório.

CH₃(CH₂)₁₄COONa (palmitato de sódio): é um sal de ácido graxo, mais conhecido como sabão.

EXERCÍCIOS

Para fixar o conteúdo que vimos sobre sais, vai aí uns exercícios:

Chama-se de reação de neutralização total, aquela em que todas as hidroxilos de uma base interagem com todos os hidrogênios ionizáveis de um ácido, formando moléculas de água. Outro produto desta reação é o sal. Qual será o sal formado na neutralização total entre o hidróxido de antimônio V $[Sb(OH)5]$ e o ácido pirofosfórico ($H_4P_2O_7$)?

- a) $Sb_4(P_2O_7)_2$.
- b) $Sb_5(P_2O_7)_4$.
- c) $Sb_4(P_2O_7)_5$.
- d) $Sb_3(P_2O_7)_2$.
- e) $Sb_4(P_2O_7)_3$.

R: c

(UECE - adaptada) Associe corretamente os sais (I a IV) com suas classificações nos parênteses:

- | | |
|------------------------------|-------------------|
| I. $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ | () Sal básico |
| II. $Mg(OH)Cl$ | () Sal duplo |
| III. $NaKSO_4$ | () Sal ácido |
| IV. $NaHCO_3$ | () Sal hidratado |

A associação correta, de cima para baixo, é:

- a) I, III, IV, II.
- b) II, IV, III, I.
- c) I, II, III, IV.
- d) II, III, IV, I.

R: d

ÓXIDOS

São compostos formados por dois elementos, sendo que o mais eletronegativo deles é o oxigênio. A fórmula geral é XO , onde X pode ser praticamente qualquer elemento da tabela.

Atenção! O $(NH_4)_2O$ é um óxido. É o único óxido que é ternário, todos os outros são binários.

PROPRIEDADES

- ✓ São substâncias bastante reativas;
- ✓ Não conduzem bem corrente elétrica;
- ✓ Podem reagir com água formando ácidos e bases e, com bases ou ácidos inorgânicos formando sais.

CLASSIFICAÇÃO

Os óxidos são classificados de acordo com o seu comportamento na presença de outros elementos químicos, como a água, ácidos e bases. São seis tipos de óxidos: básicos, ácidos, neutros, anfóteros, duplos/mistos e peróxidos.

Óxidos básicos:

São os óxidos formados por **metais** que apresentam **NO_X +1 ou +2**, ou seja, têm caráter iônico. Ex.: CaO, Na₂O, K₂O.

Esses óxidos participam das seguintes reações:

óxido básico + água → base (hidróxido)



óxido básico + ácido → sal + água



Óxidos ácidos/anidridos:

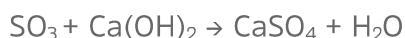
São os óxidos formados por **ametais** e têm caráter covalente. Cuidado com duas exceções! O **Cr** e o **Mn** são metais e formam óxidos ácidos. Ex.: SO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 .

Esses óxidos participam das seguintes reações:

óxido ácido + água → ácido (oxiácido)



óxido ácido + base → sal + água



óxido ácido + óxido básico → sal



Óxidos neutros:

São óxidos formados por ametais, ou seja, são covalentes, mas não reagem com água, ácido ou base. Ex. NO, N₂O, CO.

Óxidos anfóteros:

Como o próprio nome diz (anfi = duplo), podem se apresentar de duas maneiras: na presença de um ácido, se comportam como óxidos básicos e na presença de uma base, se apresentam como óxidos ácidos. Em ambas as reações, formam sal e água. São óxidos de **metais** de **NOX +2 e +3**. Ex.: ZnO , Al_2O_3 .

Vamos ver um exemplo de um óxido que pode ser ácido e básico:



Óxidos duplos/mistos:

São óxidos metálicos formados por dois óxidos. Sempre que dois compostos se unirem e formarem um óxido, esse óxido será um óxido duplo. Sempre se apresentam assim: M₃O₄ onde M = metal (Fe, Pb ou Mn). Veja alguns exemplos para entender melhor:



ATENÇÃO!

No caso do óxido duplo Fe₃O₄, qual o NOX do Fe? Difícil de saber né?

Vamos analisar os óxidos que formam o Fe₃O₄:



FeO: NOX Fe = +2

Fe₂O₃: NOX Fe = +3

Fe₃O₄: NOX Fe = média, ~+2,6 (8/3)

Peróxidos:

São os óxidos onde o oxigênio não tem o seu NOX habitual (-2). O NOX do oxigênio dos peróxidos é -1 e a forma que os peróxidos se apresentam é (O₂)-2.

Ex.: H₂O₂.

NOMENCLATURA

A nomenclatura dos óxidos depende do elemento químico que acompanha o oxigênio e é feita da seguinte maneira:

Óxido + de + nome do elemento

Devemos sempre prestar atenção se o óxido é iônico (formado por metal) ou molecular (formado por não metal), pois a nomenclatura muda um pouco.

Óxidos iônicos

Nesse caso, sempre se indica o NOX do elemento (metal) que acompanha o oxigênio! Podem ocorrer duas situações:

Metal ter NOX fixo: óxido + de + metal

Metal ter NOX variável: óxido + de + metal + ico/oso ou algarismo romano do NOX

Vamos ver alguns exemplos?

CaO: óxido de cálcio

Cálcio pertence à família dos alcalinos terrosos, portanto o NOX é fixo (+2)

Fe₂O₃: óxido de ferro III ou óxido férrico

Ferro tem NOX variável (+2 ou +3). No exemplo é +3

Óxidos moleculares

Nesse caso, se indica com um prefixo o número de átomos de cada elemento da molécula do óxido, tanto para o oxigênio quanto para o não metal. Fica assim:

prefixo + óxido + de + prefixo + não metal

Onde o prefixo pode ser mono, di, tri, tetra, etc.

Dá uma olhada nos exemplos:

CO: monóxido de carbono

Como tem um carbono e um oxigênio, se usa o prefixo mono.

P₂O₅: pentóxido de difósforo

Esse óxido tem 5 átomos de oxigênio (penta) e 2 átomos de fósforo (di).

CO₂: dióxido de carbono

SO₃: trióxido de enxofre

Lembra que o prefixo mono é opcional? Então podemos escrever trióxido de enxofre ao invés de trióxido de monoenxofre.

EXEMPLOS DO COTIDIANO

CaO (óxido de cálcio): mais conhecido como cal virgem ou cal viva, é um óxido básico obtido da decomposição do calcário e é usado na agricultura para diminuir a acidez do solo (pois é um óxido básico) e também para produzir argamassa. Em reação com a água, o CaO forma $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



Na₂O e K₂O (óxido de sódio e óxido de potássio): são óxidos básicos das cinzas de matéria orgânica.

CO₂ (dióxido de carbono): mais conhecido como gás carbônico, mas também é chamado de anidrido carbônico. É usado em refrigerantes (sabe aquelas bolhas que borbulham do refrigerante quando você abre ele? É o gás carbônico saindo!), ele deixa os refrigerantes ácidos (pois é um óxido de caráter ácido). Também é usado em extintores de incêndio e no gelo seco (está na sua forma sólida). É um óxido que está associado ao efeito estufa.

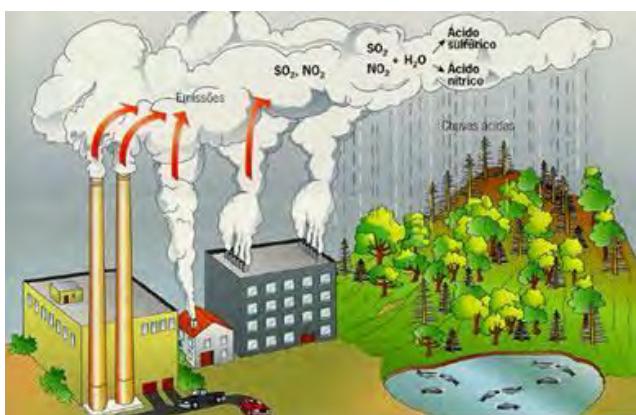
EFEITO ESTUFA

Vamos entender primeiro como acontecem as coisas naturalmente! O nosso planeta recebe energia do sol e uma parte dessa energia é absorvida pela superfície, porém outra parte é refletida na forma de radiação infravermelha. Gases que estejam na atmosfera, como o CO₂, podem absorver essa energia em forma de radiação infravermelha e a manter na Terra, aumentando a temperatura, ocasionando, então, o efeito estufa. É importante lembrar que o efeito estufa é um fenômeno natural e essencial para a vida na Terra! Sem esse aprisionamento de energia por gases atmosféricos, a Terra teria uma temperatura muito menor e inviabilizaria muitas formas de vida. O problema é quando há gases em excesso, como o CO₂! Aí o aprisionamento de radiação infravermelha gera um aquecimento muito maior do que seria o normal para a superfície terrestre.

CO (monóxido de carbono): é usado na obtenção de alguns produtos químicos e também na fabricação de aço na indústria metalúrgica. É um gás venenoso produzido na combustão incompleta, sendo considerado um dos principais poluentes da atmosfera nas cidades! Sua inalação pode ser letal, pois ele se combina com as hemácias do sangue e impede que o oxigênio se ligue a elas, prejudicando a respiração celular e podendo levar à morte. É muito importante que você desligue o carro se estiver em um engarrafamento dentro de um túnel! O monóxido de carbono eliminado pelos carros acaba acumulando no ambiente dentro do túnel e a sua inalação pode levar à morte.

SiO₂ (dióxido de silício): também conhecido como sílica, é um componente importante do vidro, da cerâmica, da areia e do quartzo. É o óxido mais abundante da crosta terrestre! É muito usado para o cuidado dos pés. Você sabe a pedra-pomes usada para lixar os pés? Ela é formada por 70% de dióxido de silício e 30% de óxido de alumínio. É provavelmente o óxido mais usado pelas pessoas.

SO₂, SO₃ e NO₂ (dióxido de enxofre, trióxido de enxofre e dióxido de nitrogênio): são os famosos componentes da chuva ácida. Em dias úmidos, esses óxidos, que estão na forma de gás, se juntam ao vapor de água da atmosfera e formam a chuva ácida. O SO₂ é usado na obtenção de ácido sulfúrico e no branqueamento de óleos alimentícios.



FONTE: <HTTP://MUNDOEDUCACAO.BOL.UOL.COM.BR/QUIMICA/OXIDOS-CHUVA-ACIDA.HTM>
ACESSO EM 26/03/2017

N₂O (óxido nitroso): é conhecido como o gás hilariante, sim, gás hilariante! Ele pode levar a contrações musculares involuntárias no rosto de quem inala esse gás, isso faz com que pareça que a pessoa está rindo. Ele é usado também como anestésico, pois confere sensação de prazer e felicidade. Esse gás não tem apenas boas qualidades, ele está muito envolvido com o aquecimento global, sendo até pior que o CO₂! Ele é um

subproduto de tratamentos de esgoto, fertilização agrícola e atividades industriais, podendo absorver muita energia e aumentar o efeito estufa.

H₂O₂ (peróxido de hidrogênio): mais conhecido como água oxigenada, é um agente oxidante, descorante e desinfetante. Pela sua ação descolorante, é muito usado para clarear pelos e cabelos. Ele é facilmente encontrado em farmácias em solução aquosa de 3% de H₂O₂ para descolorir e também pode ser usado como antiséptico. Concentrações maiores (superiores a 30%) são de uso industrial, como alvejante de madeira e fibras de tecido (para clareá-los) e também para propulsão de foguetes (quando aquecido o peróxido de hidrogênio pode explodir!).

ZnO e Al₂O₃ (óxido de zinco e óxido de alumínio): são óxidos anfóteros usados em talcos e desodorantes. O ZnO também é usado em protetores solares, pois é uma ótima barreira física contra o sol. O Al₂O₃ é conhecido como alumina e, quando hidratado, forma a bauxita (Al₂O₃·2H₂O).

EXERCÍCIOS

Pra finalizar esse módulo sobre óxido, vamos fazer uns exercícios?

Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, a nomenclatura que pode ser usada para os seguintes óxidos: SO₃, Mn₂O₇, Cl₂O₇ e P₂O₃.

- trióxido de enxofre, óxido de magnésio, óxido diclórico e trióxido de fósforo.
- óxido de enxofre, dióxido de manganês VII, óxido perclórico e óxido fosfórico.
- monóxido de enxofre, óxido de manganês VII, óxido hipocloroso e trióxido difosforoso.
- trióxido de enxofre, óxido de magnésio VII, óxido hipocloroso e óxido fosfórico.
- trióxido de enxofre, óxido de manganês VII, óxido perclórico e trióxido de difósforo.

R: e

(UFCSPA 2009) A sequência que contém um óxido ácido, um óxido básico, um anfótero e um peróxido é:

- a) K_2O_2 , CaO , ZnO , SO_2 .
- b) K_2O_2 , ZnO , CaO , SO_2 .
- c) SO_2 , CaO , K_2O_2 , ZnO .
- d) SO_2 , CaO , ZnO , K_2O_2 .
- e) CaO , SO_2 , ZnO , K_2O_2 .

R: d

INDICADORES

Os indicadores de ácido e base ou indicadores de pH são de grande utilidade! São muito usados pela indústria e por laboratórios de pesquisa, por exemplo. O que eles fazem? Como o próprio nome já diz, eles nos indicam qual o pH de uma solução, se é baixo (ácido) ou alto (básico). E como eles indicam isso? Eles mudam de cor! Ao mudar a concentração de íons H^+ ou OH^- na solução ela muda de cor e assim podemos determinar se a solução é básica ou ácida. Existem diversos tipos de indicadores que mudam de cor em diferentes valores de pH.

Os indicadores ácido-base são substâncias que podem ser naturais ou sintéticas e que mudam de cor em função do pH do meio de uma solução.

Existem muitos tipos de indicadores de pH! Vamos falar aqui principalmente sobre três deles: fenolftaleína, papel de tornassol e indicadores universais.

Fenolftaleína: indicador líquido, é colocado na solução e muda de cor quando o pH está em 8.

Meio ácido: incolor

Meio básico: rosa



FONTE: <HTTP://MUNDOEDUCACAO.BOL.UOL.COM.BR/QUIMICA/INDICADORES-ACIDO-BASE.HTM>
ACESSO EM 26/03/2017

Papel de tornassol: como o nome já diz, é um papel. Podemos encontrá-lo nas cores azul e vermelha. Quando pingamos uma solução ácida no papel vermelho, não acontece nada, já uma básica vai fazer com que ele fique azul. O papel azul é o contrário, a solução básica não faz com que sua cor mude, mas a ácida faz ele ficar vermelho. A limitação desse papel é que ele só consegue indicar se o meio está ácido ou básico, mas ele não nos dá valor de pH.

Meio ácido: vermelho

Meio básico: azul



FONTE <HTTP://MUNDOEDUCACAO.BOL.UOL.COM.BR/QUIMICA/INDICADORES-PH.HTM> ACESSO EM 26/03/2017

Indicadores universais: são na forma de tiras com quatro ou mais indicadores colados em sequência. O que acontece é que quando colocamos em uma solução, os indicadores vão mudar de cor e a combinação dessas cores vai nos indicar um valor unitário de pH entre 0 e 14.



FONTE: [HTTP://WWW.ELYPLAST.COM.BR/LINHA-FARMACEUTICA/PAPEL-INDICADOR/PAPEL-INDICADOR-DE-PH.HTML](http://WWW.ELYPLAST.COM.BR/LINHA-FARMACEUTICA/PAPEL-INDICADOR/PAPEL-INDICADOR-DE-PH.HTML) ACESSO EM 26/03/2017

PARA SABER MAIS!

✓ Sites:

Ácido fluorídrico corroendo o vidro -
<https://www.youtube.com/watch?v=Lf4vq2UU9hk>

Dá uma olhadinha no que acontece quando ácido fluorídrico é colocado em contato com vidro! Lembre-se de nunca tentar fazer isso em casa!

REFERÊNCIAS

FELTRE, Ricardo. Química: Química Geral. 6. ed., São Paulo: Moderna, vol. 1, 2004.

PERUZZO, F.M.; CANTO, E.L., Química na abordagem do cotidiano, volume 1, 4^a edição, ed moderna, São Paulo, 2006.

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5.ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

meSalva!