

CENTRO UNIVERSITÁRIO DE MARINGÁ – CESUMAR



NIVELAMENTO DE QUÍMICA

MARINGÁ

2009

UNIDADE I: Teoria Atômica

Teoria Atômica

- Introdução
- Matéria
- Modelo Atômico Moderno
- Configuração Eletrônica
- Exercícios

INTRODUÇÃO

Os cientistas utilizam "fatos", isto é, um certo número de observações e resultados experimentais. Mas, quando uma teoria alcança certo grau de generalização e complexidade, é praticamente impossível ter a certeza de que todos os fatos (ou inclusive todos os tipos de fatos) pertinentes tenham sido levados em conta. Como diriam os filósofos, os homens de ciência movem-se na finitude... Seu desejo é produzir teorias válidas para uma infinidade de fenômenos. Mas na prática, não estão nunca seguros de ter considerado todos os "fatos" úteis; e, justamente por isso, as teorias mais bem confirmadas continuam sendo precárias, frágeis. Todos os discursos, portanto, que tendem a desconsiderar essa questão ocultam algo de nós. Eles fazem uma publicidade abusiva da ciência, ao apresentar "os fatos" como uma espécie de prova máxima de sua verdade. Ao mesmo tempo, estão empobrecendo o que tantas vezes chamamos a aventura científica.

Realmente, se precisasse só consultar "os fatos", a pesquisa perderia seu encanto, seu lado excitante. Ao acumular cegamente os "dados" e ao utilizar os computadores, os homens de ciência obteriam mecanicamente as boas teorias. Mas, certamente, não foi trabalhando com este espírito que, por exemplo, Galileu, Darwin, Pasteur ou Einstein desenvolveram suas teorias. É verdade que, em alguns casos, pode-se ter a impressão de que a "teoria" foi totalmente comprovada mediante os "fatos". Assim, a afirmação de que a Terra é esférica (ou quase esférica) teve primeiro o status de uma teoria; os sábios antigos chegaram a essa idéia através da reflexão e da especulação. Mais tarde, essa teoria foi brilhantemente confirmada. Todos nós, hoje em dia, vemos fotografias que mostram, literalmente, a esfericidade (ou quase esfericidade) do nosso planeta. Mas aqui está o paradoxo: já não se trata de uma teoria! Para nós, é um fato. Resultado alentador, uma vez que nos indica que as especulações científicas podem levar-nos a conhecimentos reais. As teorias não são verdadeiras de uma maneira absoluta, a não ser quando já não são mais teorias....

MATÉRIA

Constituição da Matéria

Podemos definir matéria como sendo tudo aquilo que tem massa e ocupa lugar no espaço. Toda matéria é formada por pequenas partículas, designadas átomos. São exemplos de matérias o ferro, a madeira, a água, e existem matérias que não podem ser vistas como é o caso do ar que respiramos.

Classificação da matéria



O sangue é uma mistura heterogênea.

A matéria pode se agrupar através dos átomos e formar os mais variados produtos que se classificam em: **substâncias ou misturas**.

As substâncias se diferem em dois tipos, de acordo com suas composições:

Substâncias simples: essas apresentam apenas um elemento, ou seja, apenas um tipo de átomo que pode estar agrupado em moléculas ou isolado.

Exemplos: Hidrogênio (H_2) e Hélio (He). Repare que o nome da substância simples pode ser o mesmo do elemento que a constitui ou pode ser diferente, como é o caso do Gás Ozônio (O_3).

Substâncias compostas: também chamadas de compostos, essas substâncias são formadas por mais de um elemento químico.

Exemplos: Água (H_2O), Gás cianídrico (HCN), Gás carbônico (CO_2), Amônia (NH_3).

Observação importante: A substância pura é aquela que apresenta apenas um tipo de molécula, seja ela simples ou composta. Exemplificando ficaria assim:

Oxigênio (O_2) - substância pura simples

Metano (CH_4) – substância pura composta

Misturas: quando a molécula apresenta mais de uma substância é chamada de mistura. A água oxigenada é um exemplo, pois ela contém água (H_2O) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2). As misturas podem se classificar em *Misturas homogêneas* ou *heterogêneas*.

Antes de prosseguir é preciso saber: o que é fase? É quando observamos uma determinada mistura a olho nu e vemos apenas um aspecto uniforme de cada fração. Se, por exemplo, forem colocados em um recipiente areia, água e óleo, veremos que a mistura possui três fases.

Misturas homogêneas: essas misturas apresentam uma única fase. Quando

misturamos água e álcool, nem com o auxílio de um microscópico poderíamos ver a separação dos dois líquidos, dizemos então que a mistura possui uma só fase, ou seja, é uma mistura homogênea.

Misturas heterogêneas: são misturas que apresentam mais de uma fase, temos o exemplo da água e do óleo quando se misturam. Seria fácil perceber nesse caso, o aspecto visual heterogêneo - a água se separa completamente do óleo - sendo assim, a mistura se torna heterogênea porque vemos nela duas fases.

Vejamos os exemplos:

1. O leite é uma mistura homogênea quando observamos a olho nu, mas com o auxílio de um microscópico é possível perceber gotículas de gordura em suspensão, e quando aquecemos o leite elas se unem formando a nata.
2. A fumaça que polui o meio ambiente, quando observada ao microscópico mostra minúsculas partículas de carvão suspensas.
3. O granito é formado por quartzo, feldspato e mica, possui três fases, é, portanto, uma mistura heterogênea.



Pedra de granito

Transformações da Matéria



Solidificação da água: fenômeno físico.

Toda e qualquer modificação que ocorre com a matéria pode ser considerada um fenômeno, e eles são classificados em fenômenos físicos e químicos.

Fenômenos Físicos: a substância pela qual a matéria é formada não passa por transformação alguma, ou seja, não passa por mudanças. Sendo assim, sua forma, seu tamanho, sua aparência, podem mudar, mas não sua composição.

Exemplo: Solidificação da água. A substância, no caso a água, estava no estado líquido e passou para o estado sólido, sua forma e tamanho mudaram, mas seus constituintes não.

Fenômenos Químicos: a composição da matéria passa por mudanças, ou seja, uma ou mais substâncias se alteram dando origem a compostos diferentes.

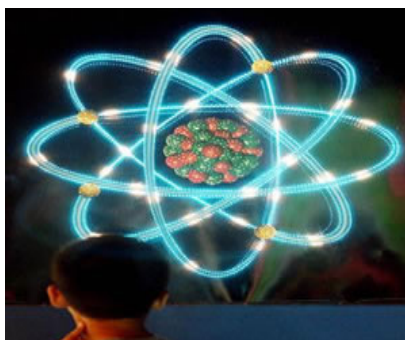
Mas como saber se uma determinada matéria passou por alguma transformação química. É fácil! A formação de uma nova substância pode ser identificada pelos seguintes fenômenos: **Alteração na cor.** Exemplo: quando queimamos o papel ele passa de branco para preto, é uma transformação em seu estado químico.

Surgimento de chama ou luminosidade. Exemplo: queima do álcool.

Efervescência (liberação de um gás). Exemplo: quando dissolvemos um antiácido estomacal em água.

MODELO ATÔMICO MODERNO

Evolução do modelo atômico



Átomo moderno

Modelos atômicos foram sugeridos, desde a Antigüidade, por gregos como *Demócrito de Abdera* (420 a.C.) e *Leucipo* (450 a.C.), que já afirmavam que a matéria era composta por pequenas partículas que receberam a denominação de átomo, palavra que em grego significa indivisível. Esse modelo é um modelo filosófico sem forma definida e sem núcleo, e não tem nenhuma base científica.

Desde então passou por modelos propostos por *Dalton* (1803) e por *Thomson* (1898), até chegar ao modelo mais atual que foi criado por *Rutherford*, em 1911. Segundo ele, o átomo consiste em um núcleo pequeno que compreende toda a carga positiva e praticamente a massa do átomo, e também de uma região extranuclear que é um espaço vazio onde só existem elétrons distribuídos.

Mais tarde, em 1914, *Rutherford conceituou* o núcleo atômico que é uma partícula que tem uma massa maior que a do elétron, mas se tratando da carga, o núcleo e o elétron possuem cargas iguais, mas de sinais opostos. Os elétrons possuem carga negativa e o núcleo possui carga positiva.

Rutherford, em 1920, afirmou que essa carga positiva deve-se à presença de prótons, nome proposto por ele. Em 1913, o átomo passou por um aperfeiçoamento realizado pelo físico dinamarquês *Niels Bohr*, que dividiu a eletrosfera em sete camadas, chamadas atualmente de camadas de valência.

Modelo atual:

1. Núcleo = prótons + nêutrons
2. No de prótons = No atômico (Z) caracteriza o elemento
3. Massa do próton = massa do nêutron
4. (No de prótons) + (No de nêutrons) = massa atômica (A)
5. Massa do elétron = desprezível

DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

Os elétrons estão distribuídos em camadas ao redor do núcleo. Admite-se a existência de 7 camadas eletrônicas, designados pelas letras maiúsculas: K,L,M,N,O,P e Q. À medida que as camadas se afastam do núcleo, aumenta a energia dos elétrons nelas localizados.

As camadas da eletrosfera representam os níveis de energia da eletrosfera. Assim, as camadas K,L,M,N,O, P e Q constituem os 1º, 2º, 3º, 4º, 5º, 6º e 7º níveis de energia, respectivamente.

Por meio de métodos experimentais, os químicos concluíram que o número máximo de elétrons que cabe em cada camada ou nível de energia é:

Nível de energia	Camada	Número máximo de elétrons
1º	K	2
2º	L	8
3º	M	18
4º	N	32
5º	O	32
6º	P	18
7º	Q	2 (alguns autores admitem até 8)

Em cada camada ou nível de energia, os elétrons se distribuem em subcamadas ou subníveis de energia, representados pelas letras s,p,d,f, em ordem crescente de energia.

O número máximo de elétrons que cabe em cada subcamada, ou subnível de energia, também foi determinado experimentalmente:

energia crescente				
----->				
Subnível	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

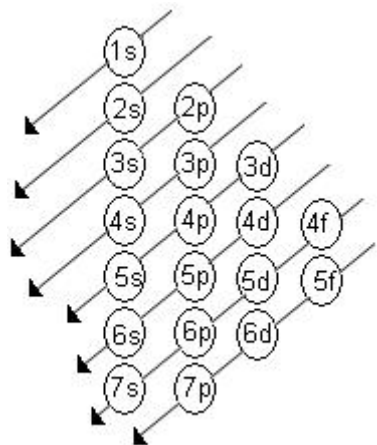
O número de subníveis que constituem cada nível de energia depende do número máximo de elétrons que cabe em cada nível. Assim, como no 1º nível cabem no máximo 2 elétrons, esse nível apresenta apenas um subnível s, no qual cabem os 2 elétrons. O subnível s do 1º nível de energia é representado por 1s.

Como no 2º nível cabem no máximo 8 elétrons, o 2º nível é constituído de um subnível s, no qual cabem no máximo 2 elétrons, e um subnível p, no qual cabem no máximo 6 elétrons. Desse modo, o 2º nível é formado de dois subníveis, representados por 2s e 2p, e assim por diante.

Resumindo:

Nível	Camada	Nº máximo de elétrons	Subníveis conhecidos
1º	K	2	1s
2º	L	8	2s e 2p
3º	M	18	3s, 3p e 3d
4º	N	32	4s, 4p, 4d e 4f
5º	O	32	5s, 5p, 5d e 5f
6º	P	18	6s, 6p e 6d
7º	Q	2 (alguns autores admitem até 8)	7s *7p

Linus Gari Pauling (1901-1994), químico americano, elaborou um dispositivo prático que permite colocar todos os subníveis de energia conhecidos em ordem crescente de energia. É o processo das diagonais, denominado diagrama de Pauling, representado a seguir. A ordem crescente de energia dos subníveis é a ordem na seqüência das diagonais.



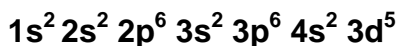
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d
 -----> ordem crescente de energia

Acompanhe os exemplos de distribuição eletrônica:

1 - Distribuir os elétrons do átomo normal de manganês (Z=25) em ordem de camada.

Solução:

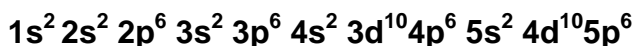
Se Z=25 isto significa que no átomo normal de manganês há 25 elétrons. Aplicando o diagrama de Pauling, teremos:



Resposta: K=2; L=8; M=13; N=2

2 - Distribuir os elétrons do átomo normal de xenônio (Z=54) em ordem de camada.

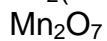
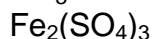
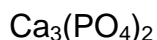
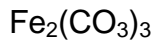
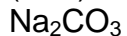
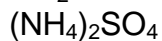
Solução:



Resposta: K=2; L=8; M=18; N=18; O=8

EXERCÍCIOS

1) Conte o número de átomos de cada molécula e calcule o seu peso molecular:



- 2) O átomo de cálcio (Ca) tem 20 prótons e o de zinco (Zn) tem 30. Qual deles possui maior número de nêutrons? Justifique.
- 3) Um átomo apresenta 15 prótons e 12 nêutrons. Qual o valor da massa atômica e o número atômico?
- 4) Dê a configuração eletrônica do íon de sódio (Na^+), sabendo que o número atômico do sódio é 11.
- 5) Um átomo tem 15 prótons e 17 nêutrons. Qual é seu número de massas.
- 6) Se um átomo tem número de massa 36 e número atômico 17, quantos nêutrons contêm?
- 7) Com a ajuda de uma Tabela Periódica escreva o símbolo dos seguintes elementos:

- | | |
|-------------|------------|
| a) alumínio | g) bromo |
| b) chumbo | h) enxofre |
| c) prata | i) sódio |
| d) oxigênio | |
| e) potássio | |
| f) carbono | |

- 8) Dê a configuração eletrônica dos seguintes átomos de acordo com o diagrama de Pauling

- a) Al (Z=13)
- b) Br (Z=35)
- c) Xe (Z=54)
- d) Pb (Z=82)
- e) Se (Z=34)

- 9) Complete o quadro abaixo:

elemento	símbolo	Z	A	prótons	nêutrons	elétrons
sódio				11	12	
cobalto			60			27
flúor		9			10	
urânio		92	238			
carbono					8	6

- 10) Um elemento cujo átomo possui 20 nêutrons e apresenta distribuição eletrônica no estado fundamental $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ tem:

- a) número atômico 20 e número de massa 39;

- b) número atômico 39 e número de massa 20;
- c) número atômico 19 e número de massa 20;
- d) número atômico 19 e número de massa 39;
- e) número atômico 39 e número de massa 19

11) Como é a distribuição eletrônica genérica para a última camada dos elementos dos Grupos IA, IIA, IIA, IVA, VA, VIA, VIIA e VIIIA?

12) O subnível $4s^1$ é o mais energético de um átomo. Determine

- a) o número total de elétrons desse átomo
- b) o número de camadas
- c) o número atômico

13) Qual o número atômico do elemento que possui na última camada eletrônica os seguintes subníveis $4s^2 4p^5$?

14) Analise o elemento que apresenta número de massa 31 e 16 nêutrons e responda os quesitos a seguir:

- a) Qual o seu número atômico?
- b) Qual a sua distribuição eletrônica por subnível?
- c) Quantas camadas esse elemento tem?
- d) Qual é a sua última camada (em letra: K, L, M, N, O, P, Q)?

15) Quantos elétrons podem no máximo os subníveis abaixo:

- a) subnível s
- b) subnível p
- c) subnível d
- d) subnível f

UNIDADE II: Tabela Periódica

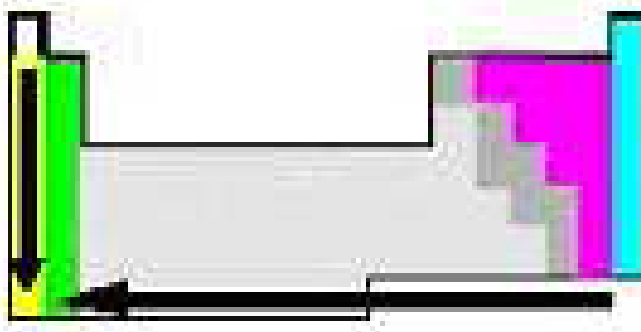


Tabela Periódica

- Introdução
- Propriedades da Tabela Periódica
- Propriedades Periódicas
- Exercícios

INTRODUÇÃO

Tabela periódica dos elementos químicos é a disposição sistemática dos elementos, na forma de uma tabela, em função de suas propriedades. É muito útil para se preverem as características e tendências dos átomos. Permite, por exemplo, prever o comportamento de átomos e das moléculas deles formadas, ou entender porque certos átomos são extremamente reativos enquanto outros são praticamente inertes etc. Permite prever propriedades como eletronegatividade, raio iônico, energia de ionização etc.. Dá, enfim, fazer inferências químicas plausíveis. A forma clássica, tradicional, é a bidimensional. Há, porém, várias outras formas propostas, com topologia tridimensional e formatos diversos.

PROPRIEDADES DA TABELA PERIÓDICA

A Tabela Periódica surgiu devido à crescente descoberta de elementos químicos e suas propriedades, os quais necessitavam ser organizados segundo suas características. Até 1800 aproximadamente 30 elementos eram conhecidos; nos dias de hoje a Tabela Periódica consta com 118 elementos.

Vejam só como ela cresceu!

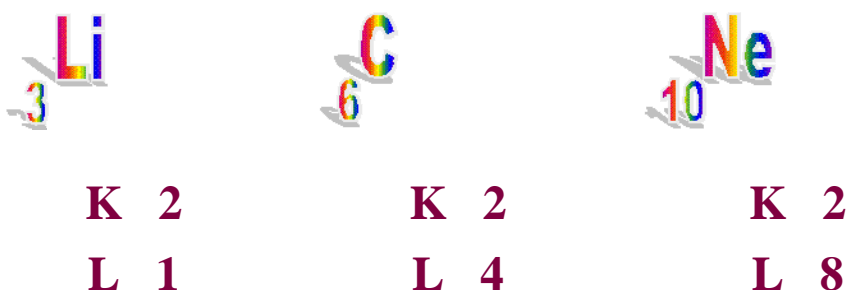
Com a Tabela Periódica podemos analisar uma série de propriedades dos elementos. Um químico sempre a tem em mãos. Mas por que será que ela tem esse nome?

O nome "Tabela Periódica" é devido à periodicidade, ou seja, à repetição de propriedades, de intervalos em intervalos, como, por exemplo, ocorre com as fases da lua, que mudam durante o mês e se repetem mês após mês.

A base da classificação periódica atual é a tabela de Mendeleev, com a diferença de que as propriedades dos elementos variam periodicamente com seus números atômicos e não com os pesos atômicos, como era a classificação feita por Mendeleev.

A Tabela Periódica atual contém 118 elementos distribuídos em 7 linhas horizontais, cada uma sendo chamada de período. Os elementos pertencentes ao mesmo período possuem o mesmo número de camadas de elétrons.

Vamos verificar?

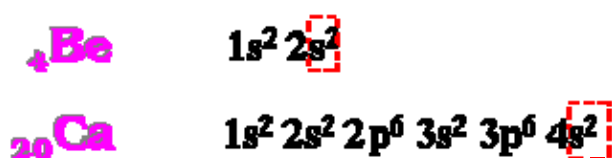


Viu só, o lítio, o carbono e o neônio possuem 2 camadas (K e L); portanto são do segundo período.

As linhas verticais da Tabela Periódica são denominadas de famílias e estão divididas em 18 colunas. Os elementos químicos que estão na mesma coluna na Tabela Periódica possuem propriedades químicas e físicas semelhantes.

A família é caracterizada pelos elétrons do subnível mais energético, portanto os elementos de uma mesma família apresentam a mesma configuração na última camada.

Vamos verificar alguns exemplos?



O berílio e o cálcio tem a mesma configuração na última camada, isto é, s^2 ; portanto ambos pertencem à família 2A ou 2.

Algumas colunas possuem nomes especiais. Vamos conhecer quais são elas?

Família 1 (1A) -

Alcalinos

Família 2 (2A) -	Alcalino-terrosos	
Família 13 (3A) -	Família do boro	
Família 14 (4A) -	Família do carbono	Os
Família 15 (5A) -	Família do nitrogênio	
Família 16 (6A) -	Calcogênios	
Família 17 (7A) -	Halogênios	
Família 18 (Zero) -	Gases Nobres	

elementos da Tabela Periódica podem ser classificados como:

● **Metais:** Eles são a maioria dos elementos da tabela. São bons condutores de eletricidade e calor, maleáveis e dúcteis, possuem brilho metálico característico e são sólidos, com exceção do mercúrio.

● **Não-Metais:** São os mais abundantes na natureza e, ao contrário dos metais, não são bons condutores de calor e eletricidade, não são maleáveis e dúcteis e não possuem brilho como os metais.

● **Gases Nobres:** São no total 6 elementos e sua característica mais importante é a inércia química.

● **Hidrogênio:** O hidrogênio é um elemento considerado à parte por ter um comportamento único.

PROPRIEDADES PERIÓDICAS

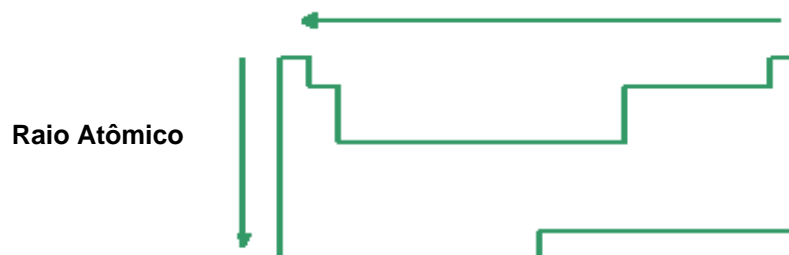
Aperiódicas: são aquelas que só aumentam ou só diminuem com o aumento do número atômico.

Ex: número de elétrons, calor específico.

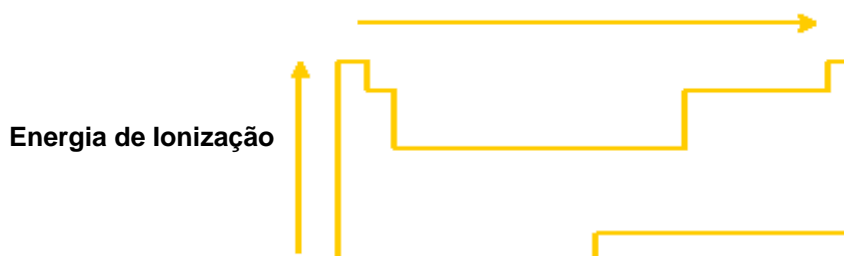
Periódicas: são aquelas que crescem e decrescem seguidamente à medida que aumenta o número atômico.

As principais propriedades periódicas são:

Raio Atômico: é a metade da distância entre dois núcleos de átomos do mesmo elemento. Nas **famílias**, os raios atômicos aumentam de cima para baixo, pois aumentam os níveis de energia (camadas). Nos **períodos**, os raios atômicos aumentam da direita para esquerda, pois à medida que Z aumenta, o número de camadas permanece constante, aumentando a atração núcleo-eletrosfera, diminuindo o raio atômico.

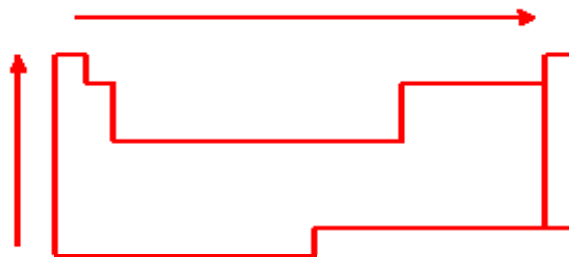


Energia de Ionização: é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) no estado gasoso. Quanto menor o raio atômico, maior a atração núcleo-eletrosfera e, conseqüentemente, maior o potencial de ionização. Logo, o potencial de ionização varia

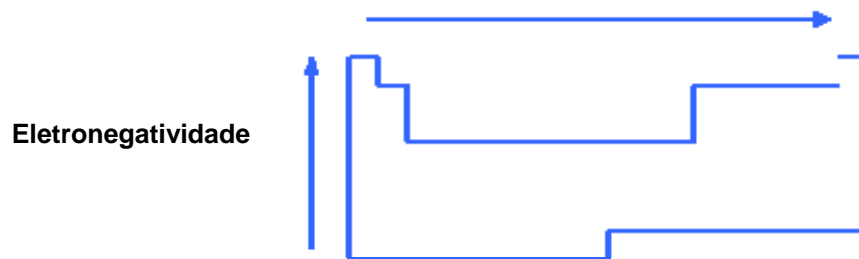


opostamente ao raio atômico.

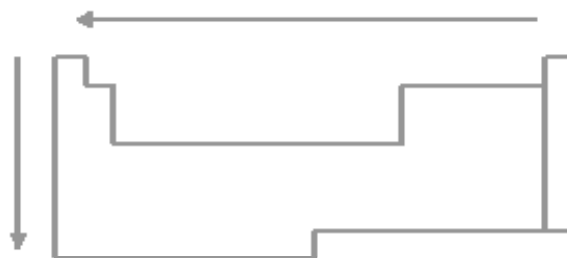
Afinidade Eletrônica: é a quantidade de energia liberada quando um átomo, isolado no estado gasoso, recebe um elétron. A afinidade eletrônica varia da mesma forma que a energia de ionização



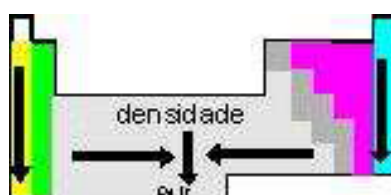
Eletronegatividade: é a capacidade que um átomo possui de atrair o par de elétrons compartilhado com outro átomo. A eletronegatividade varia da mesma forma que o potencial de ionização.



Eletropositividade ou Caráter metálico: é a capacidade que um átomo possui de doar elétrons. A eletropositividade varia opostamente à eletronegatividade.



Outras Propriedades Periódicas:





EXERCÍCIOS

- 1) Escolha a espécie com maior energia de ionização.
a) Li b) Be c) C d) N e) Ne
- 2) Assinale a alternativa que contém a espécie de maior Raio Iônico?
a) Na^{1+} b) Mg^{2+} c) Al^{3+} d) S^{2-} e) Cl^{-}
- 3) Qual o elemento de maior afinidade eletrônica?
a) oxigênio; b) nitrogênio; c) flúor; d) cloro e) neônio
- 4) Qual é o número de elétrons de valência presente no seguinte átomo de Fe?
a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 6
- 5) Assinale a alternativa que contém o elemento de maior energia de ionização.
a) Ne b) F c) O d) C e) Li
- 6) Assinale a alternativa que contém o elemento de maior eletronegatividade.
a) Ne b) F c) O d) C e) Li
- 7) Assinale a alternativa que contém o elemento de maior Raio Atômico.
a) Ne b) F c) O d) C e) Li
- 8) Um elemento químico encontra-se no quarto período da tabela periódica. Quantas camadas eletrônicas devem existir na eletrosfera de seus átomos?
- 9) Onde está localizado na tabela periódica o elemento de número atômico 31?
a) família do carbono
b) coluna 5A
c) 3º período
d) grupo 13
e) família dos calcogênios
- 10) Um determinado elemento químico está situado no quarto período da tabela periódica e pertence à família dos calcogênios. Qual o seu número atômico?
a) 16
b) 17
c) 33

- d) 34
- e) 53

11) Um átomo tem $A=81$ e 46 nêutrons apresenta X elétrons no nível mais externo e está localizado no grupo Y da tabela periódica. Qual o valor de X e Y, respectivamente?

- a) 6, 16
- b) 7, 17
- c) 5, 15
- d) 6, 17
- e) 7, 16

12) Resolva a questão com base na análise das afirmativas a seguir:

- I- Em um mesmo período, os elementos apresentam o mesmo número de níveis;
- II- Os elementos da coluna 2A apresentam, na última camada, a configuração ns^2 ;
- III- Quando o subnível mais energético é tipo s ou p, o elemento é de transição;
- IV- Em um mesmo grupo, os elementos apresentam o mesmo número de camadas.

Quantas afirmativas estão corretas?

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

13) Considere um elemento R, cujo subnível mais energético é o $4p^3$. Qual o período e coluna da tabela periódica esse elemento está localizado?

- a) 4º, coluna 3A
- b) 4º, coluna 4A
- c) 4º, coluna 5A
- d) 5º, coluna 6A
- e) 5º, coluna 5A

14) O átomo elemento químico X, localizado na família dos calcogênios e no 4º período do sistema periódico, tem 45 nêutrons. Assinale o número de massa de X?:

- a) 34
- b) 45
- c) 79
- d) 80
- e) 81

15) Considere o elemento ${}_{25}\text{X}$. De acordo com a estrutura eletrônica, como ele pode ser classificado?

- a) metal alcalino
- b) metal alcalino
- c) metal de transição interna
- d) metal de transição externa
- e) ametal

16) Considere as afirmações:

I- Nos metais alcalinos, o raio atômico aumenta com o aumento do número atômico;

II- A afinidade eletrônica do ${}_{35}\text{Br}$ é maior do que o ${}_{56}\text{Ba}$ e menor do que o ${}_{9}\text{F}$.

III- Os elementos da coluna 2A possuem menor energia de ionização do que os da coluna 7A.

Quais afirmações estão corretas?

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

UNIDADE III: Ligações Químicas

Ligações Químicas

- Introdução
- Ligação Iônica
- Ligação Covalente
- Forças Intermoleculares
- Exercícios

INTRODUÇÃO

As **ligações químicas** são uniões estabelecidas entre átomos para formarem as moléculas, que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto. Na Natureza existem aproximadamente uma centena de elementos químicos. Os átomos destes elementos químicos ao se unirem formam a grande diversidade de substâncias químicas.

Para exemplificar podemos citar o alfabeto em que podemos juntar as letras para formar as palavras. Os átomos, comparando, seriam as letras e as moléculas seriam as palavras. Na escrita não podemos simplesmente ir juntando as letras para a formação de palavras: *aasc* em português não tem significado (salvo se corresponder a uma sigla); porém se organizarmos essas letras teremos *casa* que já tem o seu significado.

Assim como na escrita a união estabelecida entre átomos não ocorre de qualquer forma, deve haver condições apropriadas para que a ligação entre os átomos ocorra, tais como: afinidade, contato, energia etc.

As ligações químicas podem ocorrer através da doação e recepção de elétrons entre os átomos (**ligação iônica**). Como exemplo NaCl (cloreto de sódio). Compostos iônicos conduzem electricidade no estado líquido ou dissolvido. Eles normalmente têm um alto ponto de fusão e alto ponto de ebulição.

Outro tipo de ligações químicas ocorre através do compartilhamento de elétrons: a **ligação covalente**. Como exemplo H₂O (água).

Em ligações químicas você vai saber como os átomos ligam-se uns aos outros, formando as moléculas e os diferentes compostos químicos. Antes você deve saber algumas coisas, como.

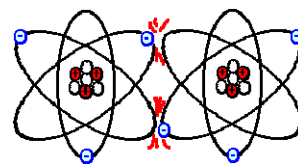
Molécula

Molécula é um conjunto de átomos unidos. Este conjunto possui propriedades diferentes dos átomos isolados. Por exemplo:

- o ferro é um metal magnético, de cor cinza, duro.
- o oxigênio é um gás de cor azulada
- a ferrugem (combinação do ferro e do oxigênio) é um pó, de cor castanho-avermelhada

Regras do octeto

Quando dois átomos encontram-se, suas últimas camadas eletrônicas são as que se "tocam". É através delas que os átomos se ligarão. Analisando os átomos conhecidos, de modo geral pode-se estabelecer algumas regras pelas quais estes átomos ligam-se.

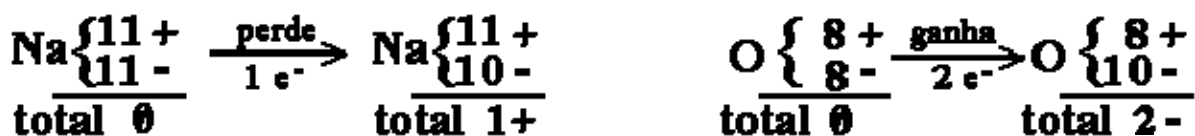


1. Quando um átomo tiver exatamente 8 elétrons nesta última camada eletrônica, há uma "estabilidade" e ele não liga-se a outros átomos. Não podemos formar compostos químicos com estes elementos (He = hélio, Ne = neônio, Ar = argônio, Kr = criptônio, Xe = xenônio e Rn = radônio).
2. Quando um átomo possui menos de 8 elétrons em sua última camada ele deverá "associar-se" a outros átomos para completar ou eliminar esta camada incompleta.
3. Com 1, 2 ou 3 elétrons ele procura eliminar estes elétrons.
4. Com 5, 6 ou 7 ele procura completar a última camada até 8.
5. Com 4 elétrons tanto faz: pode doar 4 ou ganhar outros 4, dependendo do elemento químico em questão.

Ao perder elétrons, o átomo fica positivo devido ao desequilíbrio entre prótons (+) e os elétrons (-) remanescentes.

Ao ganhar elétrons o átomo fica negativo pois terá mais elétrons que prótons.

O átomo adquire tantas cargas elétricas quanto forem os elétrons transferidos. Veja os exemplos com o sódio (número atômico 11) e com o oxigênio (número atômico 8):



Algumas novas palavras:

- **Íon** é o átomo com carga elétrica.
- **Cátion** é o íon de carga positiva, que perdeu elétrons, geralmente um metal.
- **Ânion** é o íon de carga negativa, que ganhou elétrons, geralmente um elemento não metálico.

Representamos as cargas elétricas adquiridas no símbolo do elemento: Na^{1+}
 O^{2-}

Exercícios

1) Represente simbolicamente os seguintes íons:

- | | |
|-------------------------------------|-------------------------------------|
| a) potássio quando perde um elétron | e) enxofre quando ganha 2 elétrons |
| b) magnésio quando perde 2 elétrons | f) iodo quando ganha um elétron |
| c) carbono quando ganha 4 elétrons | g) fósforo quando ganha 3 elétrons |
| d) alumínio quando perde 3 elétrons | h) manganês quando perde 2 elétrons |

LIGAÇÃO IÔNICA

Os elétrons doados por um átomo devem chegar a outro. Como elementos diferentes transferem diferentes números de elétrons, a molécula deve possuir um número adequado de átomos.



Para reunir sódio e oxigênio, por exemplo, é necessário ter-se dois átomos de sódio (íons positivos) para cada um átomo de oxigênio (íon negativo). É a **força de atração** entre íons de cargas elétricas diferentes que mantém a **molécula unida**.

Para reunir sódio e oxigênio, por exemplo, é necessário ter-se dois átomos de sódio (íons positivos) para cada um átomo de oxigênio (íon negativo). É a **força de atração** entre íons de

A carga elétrica de um íon significa o número de ligações (troca de elétrons) que ele tem que fazer com outro esta carga chama-se **valência**.

O composto formado tem fórmula química **Na₂O**. Observe que o total das cargas iônicas (+) e (-) devem equilibrar-se. Veja os exemplos:

Na⁺Cl⁻, cargas ou ligações iguais, teremos um átomo de cada elemento:

NaCl com cargas ou ligações iguais: (1+) e (1-)

Na⁺ P³⁻, faltam cargas positivas ou átomos de sódio, se forem 3 de sódio teremos Na₃ P, com cargas ou ligações iguais: 3 · (1+) e (3-)

Ca²⁺Cl⁻, faltam cargas negativas ou átomos de cloro, se forem 2 de cloro teremos CaCl₂, com cargas ou ligações iguais: (2+) e 2 · (1-)

Ca²⁺O²⁻, cargas ou ligações iguais, fica assim mesmo: CaO, com cargas ou ligações (2+) e (2-)

Ca²⁺P³⁻, cargas totalmente diferentes, as ligações ou cargas devem ser 6, múltiplas das valências 2 e 3.

Usamos como índices as próprias valências invertidas: $\text{Ca}_3^{2+} \text{P}_2^{3-}$ ou Ca_3P_2 com cargas elétricas ou ligações equivalentes $3 \cdot (2+)$ e $2 \cdot (2-)$

Lembre-se: o total das cargas elétricas deve ser neutro! Confira sempre o total das cargas elétricas para saber se os índices dos elementos estão certos:

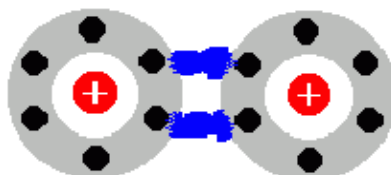
Al_2O é uma fórmula ou composição química errada, inexistente, pois $\text{Al}_2^{3+} = 2 \cdot (3+) = 6+$ não neutraliza as cargas do $\text{O}^{2-} = 2-$

Al_2O_3 é uma fórmula ou composição química correta, pois $\text{Al}_2^{3+} = 2 \cdot (3+) = 6+$ e neutraliza as cargas do $\text{O}_3^{2-} = 3 \cdot (2-) = 6-$

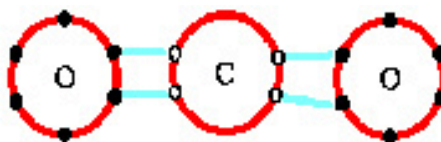
LIGAÇÃO COVALENTE

Esta ligação ocorre entre átomos não metálicos, isto é, entre átomos que desejam receber elétrons para completar 8 na última camada eletrônica. Neste caso cada átomo atrai um elétron do outro átomo e vice-versa. Temos então um par de elétrons "presos" entre dois átomos. Cada par eletrônico é considerado como pertencente a ambos os átomos.

Na figura ao lado temos um exemplo com o gás oxigênio, cuja molécula tem dois átomos, ou O_2 . Observe que os átomos de oxigênio ficaram com apenas 7 elétrons na última camada, e não com os 8 que dariam estabilidade. Será necessário fazer outro par eletrônico.



No caso do gás carbônico CO_2 o carbono necessita 4 elétrons e o oxigênio apenas 2. serão necessários dois átomos de oxigênio para fazer as ligações do carbono, num total de quatro pares eletrônicos.



Simplificamos os pares eletrônicos por um "tracinho" ligando os símbolos.

O_2 fica $\text{O}=\text{O}$

CO_2 fica $\text{O}=\text{C}=\text{O}$



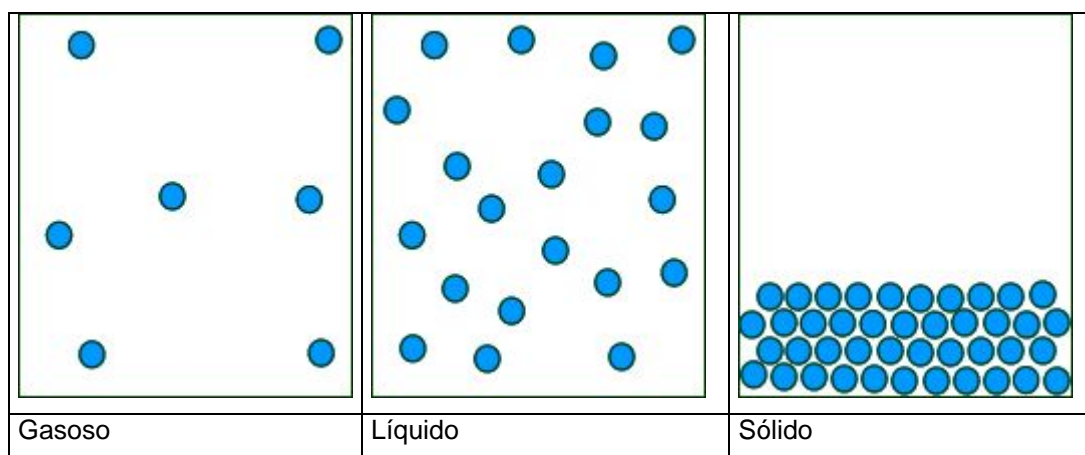
Os elementos halogêneos, como o flúor (F), fazem um par eletrônico.
 Os elementos calcogêneos, como o oxigênio (O), fazem dois pares eletrônicos.
 Os elementos da família 5A, como o fósforo (P), fazem três pares eletrônicos.
 O carbono faz quatro pares eletrônicos.

FORÇAS INTERMOLECULARES

As forças intermoleculares são forças de atração que ocorrem entre as moléculas (intermoleculares), mantendo-as unidas, e são bem mais fracas, quando comparadas às forças intramoleculares (ligação iônica e covalente), encontradas entre íons e átomos, que formam a substância.

As moléculas de uma substância sólida ou líquida se mantêm unidas através da atração existente entre elas. Quanto maior for a força de atração maior será a coesão entre as moléculas. Isso ocasionará um aumento nos pontos de fusão e ebulição da substância. As moléculas dos gases praticamente não exercem forças de atração entre si. Por isso os gases apresentam baixo ponto de ebulição e extrema facilidade de se expandir.

No estado gasoso as moléculas se encontram bem afastadas, com grande grau de desordem. No estado líquido as moléculas se encontram um pouco mais organizadas, com um grau de liberdade de movimentação um pouco menor. Já no estado sólido as moléculas se encontram bem mais organizadas, com grau de movimentação ainda mais reduzido.

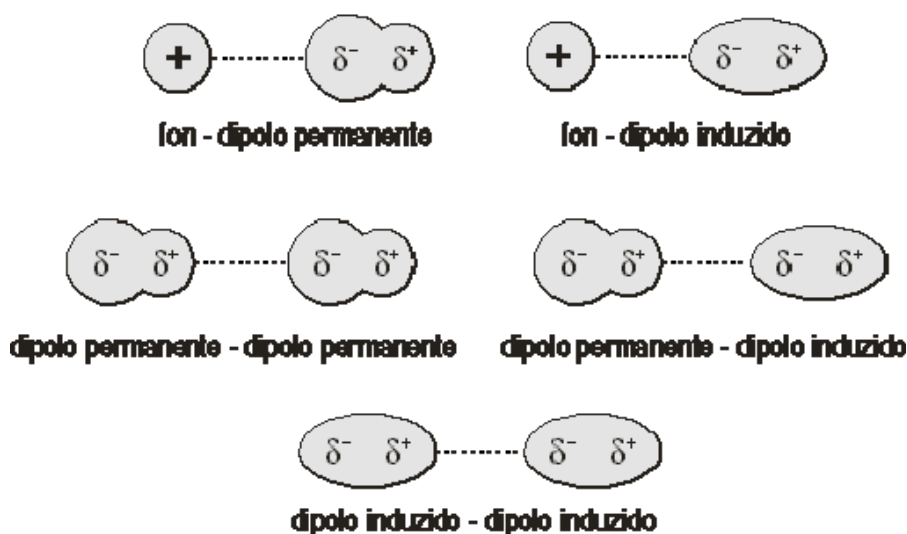


As forças intermoleculares são classificadas em dois tipos: Força de Van der Waals e Ligação de hidrogênio.

Forças de Van der Waals: são divididas em vários tipos, conforme a natureza das partículas:

- **Íon - Dipolo permanente:** Atração entre um íon e uma molécula polar (dipolo).
- **Íon - Dipolo induzido:** Atração entre um íon e uma molécula apolar. O íon causa uma atração ou repulsão eletrônica com a nuvem eletrônica da molécula apolar, causando uma deformação da nuvem eletrônica na molécula apolar e provocando a formação de dipolos (induzidos).
- **Dipolo permanente - Dipolo permanente:** Atração entre moléculas polares. Os dipolos atraem-se pelos polos opostos (positivo-negativo).
- **Dipolo permanente - Dipolo induzido:** Atração entre uma molécula polar e uma molécula apolar. O dipolo causa repulsão eletrônica entre seu pólo positivo e a nuvem eletrônica da molécula apolar e uma repulsão entre esta nuvem e seu pólo negativo. Isso causa uma deformação da nuvem eletrônica na molécula apolar, provocando a formação de dipolos (induzidos).
- **Dipolo induzido - Dipolo induzido:** Também chamada **Força de dispersão de London**, é uma atração que ocorre entre moléculas apolares, que quando se aproximam umas das outras, causam uma repulsão entre suas nuvens eletrônicas, que então se deformam, induzindo a formação de dipolos. Essa força é mais fraca que a do tipo dipolo permanente - dipolo permanente. Logo, as substâncias que apresentam esse tipo de ligação apresentam menor ponto de fusão e ebulição. Quanto maior for o tamanho da molécula, mais facilmente seus elétrons podem se deslocar pela estrutura. Maior é então, a facilidade de distorção das nuvens eletrônicas, e mais forte são as forças de dispersão de London. Isso faz com que a substância tenha maior ponto de ebulição.

Veja abaixo a representação das principais forças de Van der Waals:



Ligações de hidrogênio:

Também conhecidas como **pontes de hidrogênio**, são um caso especial da atração entre dipolos permanentes. As ligações de hidrogênio são atrações intermoleculares anormalmente intensas e ocorrem entre moléculas que apresentam ligações entre hidrogênio e átomos muito eletronegativos (F, O, N). Devido às pequenas dimensões de H, F, O e N e devido também à grande diferença de eletronegatividade, nas ligações destes elementos com o hidrogênio, ocorrem pólos intensos em volumes muito pequenos.

A *ligação de hidrogênio* é um enlace químico em que o átomo de hidrogênio é atraído simultaneamente por átomos muito eletronegativos, atuando como uma ponte entre eles. As ligações de hidrogênio podem existir no estado sólido e líquido e em soluções. É condição essencial para a existência da ligação de hidrogênio a presença simultânea de um átomo de *hidrogênio ácido* e de um *receptor básico*. Hidrogênio ácido é aquele ligado a um átomo mais eletronegativo do que ele, de maneira que o seu elétron sofra um afastamento parcial. Receptor básico é uma espécie química que possua um átomo ou grupo de átomos com alta densidade eletrônica, sendo que o ideal é a presença de pelo menos um par de elétrons livres. A ligação de hidrogênio pode ser de dois tipos:

As ligações de hidrogênio são atrações muito fortes e contribuem de modo decisivo na ligação intermolecular total, o que explica os pontos de ebulição anormalmente altos de moléculas como H_2O , NH_3 e HF , em relação aos hidretos das respectivas famílias. As moléculas podem apresentar mais de um tipo de força intermolecular, que então se interagem para aumentar a coesão entre as moléculas. Nos álcoois, por exemplo, o metanol ($H_3C - OH$) tem $PE = 64,6^\circ C$ e o etanol ($H_3C - CH_2 - OH$) tem $PE = 78,4^\circ C$. A principal força intermolecular existente entre as moléculas dos álcoois é a ligação de hidrogênio, mas como a molécula de etanol é maior, as dispersões de London são mais intensas. Logo, da interação das duas forças, resulta um maior ponto de ebulição, em relação ao metanol. Outra consideração importante é que, quanto maior o número de grupos OH ou NH , maior será a intensidade das ligações de hidrogênio e maior será o ponto de ebulição.

EXERCÍCIOS

- 1) No cloreto de magnésio, a união entre magnésio e cloro ocorre através de ligação:
 - a) molecular
 - b) covalente
 - c) metálica
 - d) iônica
 - e) dativa
- 2) Entre os átomos dos compostos KBr , NH_3 e HCN , as ligações químicas predominantes são, respectivamente:
 - a) covalente, iônica, iônica
 - b) covalente, iônica, covalente
 - c) covalente, covalente, iônica
 - d) iônica, iônica, covalente
 - e) iônica, covalente, covalente

3) Faça a distribuição eletrônica dos átomos abaixo e a fórmula do composto formado na combinação dos elementos de cada par

a) Ca (z=20) e Cl (z=17) d) Mg(z=12) e Cl (z=17)

b) Ba (z=56) e F(z=9) e) Ca(z=20) e N (z=7)

c) K(z=19) e S(z=16) f) Al(z=13) e Cl(z=17)

4) Um elemento X possui na sua camada de valência (última camada) elétrons e um elemento Y possui apenas 2 elétrons. Qual a fórmula e o tipo de ligação do composto formado por esses elementos?

5) Explique por que o íon Mg^{2+} possui maior estabilidade do que o íon Mg^+ ?

6) Registre a fórmula e o tipo de ligação que se estabelece entre o metal alcalino X do 3º período e o calcogênio Y também do 3º período

7) Faça a distribuição eletrônica do fósforo P (z=15) nos subníveis e nos orbitais para responder ao que se pede:

a) Quantos elétrons possui na última camada?

b) Quantos elétrons estão desemparelhados?

c) Quantas ligações covalentes deve fazer cada átomo de fósforo?

8) Qual a diferença que você aprendeu entre ligação iônica e a ligação covalente?

9) Escreva o(s) tipo(s) de ligação existente(s) nos compostos abaixo:

a) $CaCl_2$ c) NaCl

b) H_2S d) KNO_3

10) Faça as fórmulas eletrônica e estrutural dos compostos:

a) F_2 c) H_2S

b) PH_3 d) N_2

11) Dados algumas fórmulas estrutural abaixo, qual apresenta eletrosfera iguais aos gases nobres.

a) $O - F$ d) $F - O - F$

b) $O = F$ e) $O - F - O$

c) $F = O = F$

12) Qual a fórmula do composto formado entre os elementos $_{13}A$ e $_8B$?

a) AB

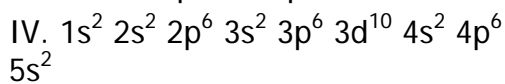
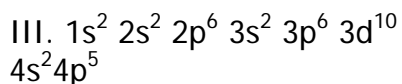
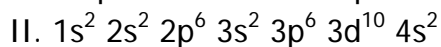
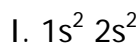
b) A_2B_3

c) A_3B_2

d) A_2B

e) AB_3

13) Considere as configurações eletrônicas de quatro elementos químicos:



Qual deles apresenta tendência a formar um ânion?

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

14) Dois elementos, representados por X e Y, combinam-se. As distribuições de elétrons de X e Y são as seguintes:

Níveis	K	L	M	N
X	2	8	8	1
Y	2	8	6	

Que alternativa apresenta a fórmula e o tipo de ligação do composto formado?

- a) X_2Y , iônico
- b) XY_2 , covalente
- c) XY_2 , iônico
- d) X_2Y , covalente
- e) X_7Y_2 , covalente

15) Um átomo possui a seguinte distribuição eletrônica $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$. Esse átomo, ao se ligar a outros átomos não-metálicos, é capaz de realizar:

- a) somente uma ligação covalente simples;
- b) somente uma ligação covalente duplas;
- c) uma ligação covalente simples e no máximo uma dativa;
- d) duas ligações covalentes simples e no máximo duas dativas;
- e) uma ligação covalente simples e no máximo três dativas

16) As ligações químicas predominantes entre os átomos dos compostos H_2S , PH_3 e $AgBr$ são, respectivamente:

- a) iônica, covalente e iônica
- b) covalente, iônica e iônica
- c) iônica, covalente e covalente
- d) covalente, covalente e iônica
- e) iônica, iônica e covalente

17) O composto formado a partir das substâncias Ba e Br deve apresentar fórmula e ligação química, respectivamente:

- a) $BaBr$, iônica
- b) $BaBr_3$, covalente
- c) Ba_2Br , metálica

UNIDADE IV: Estequiometria

Estequiometria

- Introdução
- Escrevendo e Balaceando Equações Químicas
- Cálculos Estequiométricos
- Exercícios

INTRODUÇÃO

Estequiometria é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas em mols, em massa, em volume, número de átomos e moléculas, realizado como consequência da lei de Proust, executado, em geral, com auxílio das equações químicas correlatas.

A palavra **estequiometria** é de origem grega e significa **medida de uma substância**.

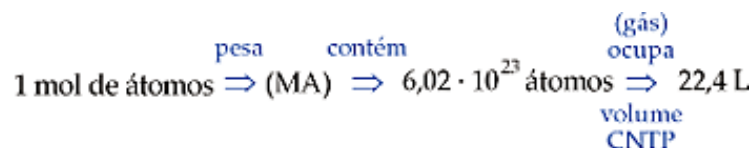
Estéquio: do grego **Stoikheion** (elemento ou substância)

Metria: do grego **metron** (medida)

A estequiometria é de extrema importância no cotidiano, principalmente nas indústrias ou laboratórios, pois objetiva calcular teoricamente a quantidade de reagentes a ser usada em uma reação, prevendo a quantidade de produtos que será obtida em condições preestabelecidas.

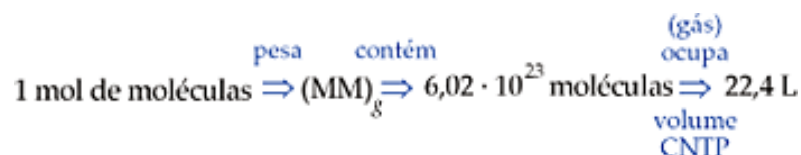
Revisando Conceitos sobre Relações Básicas

Elementos



1 mol de átomos corresponde à massa atômica expressa em gramas, um número igual a $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos, que, se forem de um gás e estiverem nas CNTP, ocuparão um volume de 22,4 L.

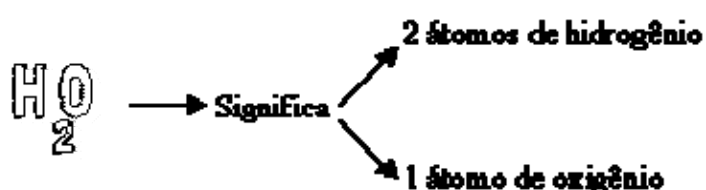
Substâncias



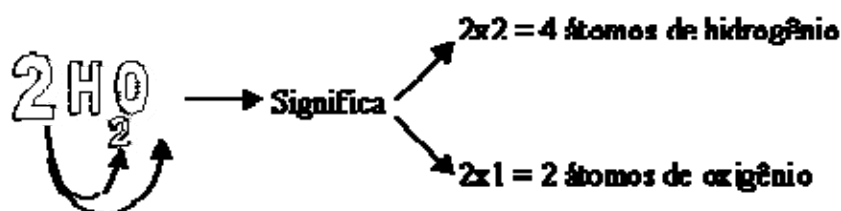
1 mol de moléculas corresponde à massa molecular expressa em gramas, um número igual a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, que, se forem de um gás e estiverem nas CNTP, ocuparão um volume de 22,4 L.

ESCREVENDO E BALANCEANDO EQUAÇÕES QUÍMICAS

Agora vamos aprender a escrever uma equação química, pois são utilizadas para descrever as reações e, no caso de análise quantitativa, também para planejar experiências. Uma equação química é uma descrição quantitativa abreviada de uma reação química, porém, não podemos deixar de verificar sempre se o número de átomos de cada elemento é o mesmo em ambos os lados da equação, ou seja, se ela está balanceada. Para realizar o balanceamento, temos que colocar um número denominado coeficiente estequiométrico antes dos símbolos. Quando o coeficiente de uma equação for igual a 1, não é preciso escrever. Observe os exemplos:



Ora, se você tiver duas vezes H_2O , terá então um total de 4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio. Certo?



Importante:

Devemos lembrar que para ajustar uma equação química usamos unicamente os coeficientes. Em nenhum caso trocamos os subíndices das fórmulas. Se fizermos isso vamos alterar a identidade da substância. Vamos ver um exemplo?



Embora a equação esteja balanceada, ela não representa a reação química da formação da água. Ao trocar o subíndice do oxigênio da água por dois, trocamos também o composto, obtendo assim a fórmula da água oxigenada.

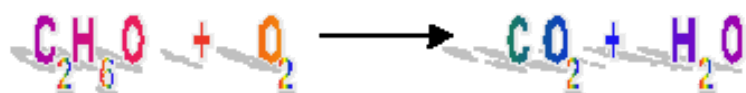
Lembre-se!

Os coeficientes usados no balanceamento de uma equação química devem ser sempre os menores números inteiros possíveis, pois não dá para imaginar $1/2$ molécula de oxigênio!

Algumas equações são facilmente balanceadas. Isso leva apenas alguns minutos, mas algumas são um pouco mais complicadas. Para facilitar esse tipo de operação, vamos aplicar o "método por tentativas". Para isso, basta seguir algumas regrinhas práticas:

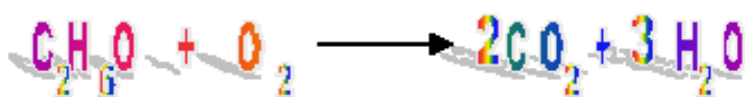
- 1- Começar com o elemento que aparecer apenas uma vez no lado dos reagentes e no lado dos produtos.
- 2- Dar preferência ao elemento que possuir o maior índice.

Exemplo 1: A queima do álcool é descrita pela seguinte equação química. Vamos começar o balanceamento?



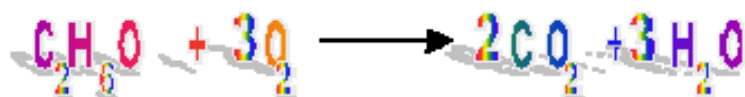
Como escolhemos os coeficientes?

Devemos começar o acerto pelo elemento que apareça uma só vez de cada lado da equação (nesse caso temos o carbono e o hidrogênio). Portanto, devemos multiplicar o carbono por 2 e o hidrogênio por 3 (ambos do lado direito) para ficarmos com 2 átomos de carbono e 6 átomos de hidrogênio de cada lado da equação. Teremos portanto:



Agora vamos dar uma olhadinha para os oxigênios. Temos 4 oxigênios pertencentes ao CO_2 e 3 oxigênios da água, somando um total de 7 oxigênios do lado dos produtos e apenas 3 do lado dos reagentes (1 átomo de oxigênio do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e 2 átomos do O_2). Como podemos resolver isso?

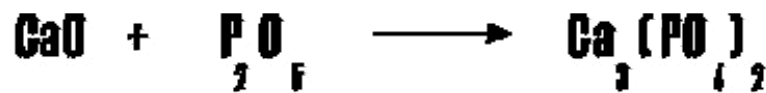
Basta multiplicar o oxigênio por três!!



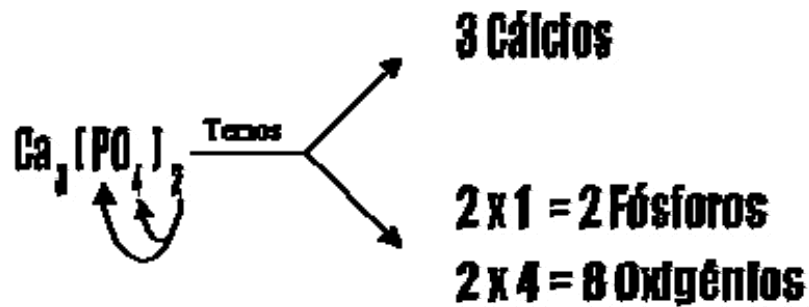
Temos assim a equação balanceada.

Viu como é fácil? Vamos exercitar mais um pouquinho.

Exemplo 2:



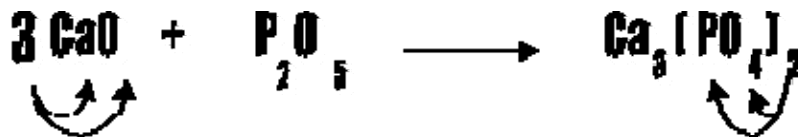
Você deve estar se perguntando: o que significa esse número fora dos parênteses? Nesse caso, os elementos entre os parênteses são multiplicados pelo número 2. Quer ver como é fácil?



Agora que já sabemos determinar quantos elementos têm essa fórmula, vamos começar o balanceamento?

Temos o cálcio (Ca) e o fósforo (P), que aparecem uma vez de cada lado da equação. Mas por onde começar?

Pela regra dois, devemos começar pelo elemento que tiver o maior índice, nesse caso o cálcio (Ca), que possui índice 3. Devemos, portanto, multiplicar o cálcio do lado esquerdo por 3.



Que legal! Você percebeu que a equação já está toda balanceada? Vamos conferir.

Lado direito	Lado esquerdo
3 cálcios	3 cálcios
3 oxigênios + 5 oxigênios = 8 oxigênios	8 oxigênios
2 fósforos	2 fósforos

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

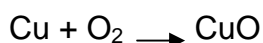
Cálculo estequiométrico (ou estequiometria) é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas, feito com base nas Leis das Reações e executado, em geral, com o auxílio das equações químicas correspondentes.

O cálculo estequiométrico, apesar de temido por muitos, deixa de ser um problema se os seguintes passos forem seguidos:

- 1.º passo – Montar e balancear a equação química.
- 2.º passo – Escrever a proporção em mols (coeficientes da equação balanceada).
- 3.º passo – Adaptar a proporção em mols às unidades usadas no enunciado do exercício (massa, volume nas CNTP, n.º de moléculas etc).
- 4.º passo – Efetuar a regra de três com os dados do exercício.

Exemplo

Calcular a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54 gramas de cobre metálico. (Massas atômicas: O = 16; Cu = 63,5).



EXERCÍCIOS

- 1) Uma análise revelou que 5,67 g de um composto de nitrogênio e oxigênio continham 1,47 g de nitrogênio. Quais as percentagens, em massa, de nitrogênio e de oxigênio nesta substância?
- 2) Calcule a composição percentual, em massa, para cada uma das seguintes substâncias:
a) NaH_2PO_4 , b) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, c) CaSO_4 , d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 3) Balanceie as seguintes equações.
a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{AgCl}$
c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
d) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
e) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
f) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
g) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NaNO}_3$
h) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) Na reação gasosa $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$, qual a massa, em g, de NH_3 obtida, quando se reagem totalmente 18g de H_2 ?
- 5) Em 200g de calcário encontramos 180g de CaCO_3 e 20g de impurezas. Qual o grau de pureza do calcário?
- 6) Qual a massa de gás oxigênio necessária para reagir com 560g de monóxido de carbono, conforme a equação: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?
- 7) Quantos mols de O_2 são obtidos a partir de 2,0 mols de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), de acordo com a reação: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{K}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{O}_2$
- 8) Quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima de 96g de carbono puro, conforme a reação: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?

9) A combustão do metanol (CH_3OH) pode ser representada pela equação não balanceada: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nessa reação, quantos mols de gás carbônico são produzidos?

10) Uma vela de parafina queima-se, no ar ambiente, para formar água e dióxido de carbono. A parafina é composta por moléculas de vários tamanhos, mas utilizaremos para ela a fórmula $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$.

Tal reação representa-se pela equação: $\text{C}_{25}\text{H}_{52} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

Responda:

a) Quantos mols de oxigênio são necessários para queimar um mol de parafina?

b) Quanto pesa esse oxigênio?

11) O ácido sulfúrico de larga utilização e fator determinante do índice de desenvolvimento de um país, é obtido pela reação $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$. Reagimos 80g de trióxido de enxofre (SO_3) com água em excesso e condições necessárias. Qual a massa de ácido sulfúrico obtida nessa reação que tem rendimento igual a 75%?

12) Qual a quantidade máxima, em gramas, de carbonato de cálcio que pode ser preparada misturando-se 2 mols de carbonato de sódio com 3 mols de cloreto de cálcio, conforme a equação: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NaCl}$.

13) Misturam-se 147g de ácido sulfúrico e 100g de hidróxido de sódio que se reajam segundo a reação: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Qual a massa de sulfato de sódio formada?

14) Qual a massa, em gramas, de cloreto de ferro II (FeCl_2), em gramas, produzida pela reação completa de 111,6g de Fe com ácido clorídrico (HCl), de acordo com a reação química não-balanceada a seguir $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$?

15) O cloreto de alumínio é um reagente muito utilizado em processos industriais que pode ser obtido por meio da reação entre alumínio metálico e cloro gasoso, conforme a seguinte reação química: $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$. Se 2,70g de alumínio são misturados a 4,0g de cloro, qual a massa produzida em gramas, de cloreto de alumínio?

16) Em alguns antiácidos, emprega-se o hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) como agente neutralizante do ácido clorídrico (HCl) contido no suco gástrico. A reação que ocorre é a seguinte: $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Supondo-se que alguém tenha 36,5 mg de HCl no estômago, qual a massa de hidróxido de magnésio, em mg, necessária para uma neutralização completa?

UNIDADE V: Soluções Químicas



Soluções Químicas

- Introdução
- Classificação das Soluções
- Tipos de Concentrações
- Exercícios

INTRODUÇÃO

Muitos dos materiais que os alunos encontram no seu dia-a-dia são misturas de substâncias e, portanto, do ponto de vista da ciência, não podem ser considerados como substância pura. Alguns deles entretanto, são freqüentemente rotulados de "puros". Dessa forma, podem surgir conflitos no que concerne aos conceitos científicos dos alunos.

O critério utilizado para caracterizar uma solução, conquanto correto do ponto de vista prático (partículas com diâmetros inferiores a 10^{-7} cm), não é isento de críticas, as quais residem no conceito de fase. "Fase é uma região de um sistema de composição química uniforme e propriedades físicas uniformes." Para individualizarmos uma tal região surge intrinsecamente em nossa mente a noção de superfície de contato ou fronteira entre duas fases. Num sistema em que todos os componentes têm dimensões moleculares pequenas torna-se difícil definir o que seja fronteira entre os componentes ou, até mesmo, definir qual seja o elemento dispersante.

O conceito de fase contínua perde a sua razão de ser quando ao reduzirmos o nosso campo de observação, através da ampliação do objeto de estudo, nos deparamos com um imenso vazio de matéria, o único elemento realmente contínuo para um estudo destas proporções. Conseqüentemente, uma solução verdadeira

não é verdadeiramente uma dispersão. Trata-se, na realidade, de uma "mistura unifásica ou homogênea de espécies químicas dispersas em uma escala molecular"; não existe dispersante e sim apenas dispersos.

Os sistemas coloidais já se aproximam bastante de uma dispersão verdadeira, constituindo o que se chama mistura micro-heterogênea. Está claro que a distinção entre solução verdadeira e dispersão coloidal não é nítida, havendo sistemas de partículas dispersas com dimensões limítrofes (da ordem de 10^{-7} cm) e, portanto, de difícil caracterização.

CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Solução é toda mistura homogênea de duas ou mais substâncias.

Classificação

Quanto ao estado físico:

- sólidas
- líquidas
- gasosas

Quanto à condutividade elétrica:

- Eletrolíticas ou iônicas
- Não-eletrolíticas ou moleculares

Quanto à proporção soluto/solvente:

- Diluída
- Concentrada
- Não-saturada
- Saturada
- Supersaturada

Concentração das Soluções

Um sistema homogêneo (solução) em equilíbrio fica bem definido após o conhecimento das substâncias químicas que o constituem (análise química qualitativa), da pressão e temperatura (variáveis físicas quantitativas) e da quantidade de cada um de seus componentes (análise química quantitativa). Estas quantidades em geral são expressas em relação à quantidade de solução; outras vezes utiliza-se como referência a quantidade de um de seus constituintes que poderá então ser chamado solvente e em geral é o disperso predominante. Tais frações quantitativas são chamadas concentração.

Concentração é um termo genérico. Por si só não é uma entidade físico-química bem definida, faltando para tanto caracterizá-la dimensionalmente através da escolha das grandezas representativas das quantidades das substâncias

químicas em questão. Por vezes é adimensional, representando, por exemplo, a relação entre a massa de soluto e a massa da solução; outras vezes é expressa em massa por volume; ou através de inúmeras outras maneiras. A escolha dimensional obedece a critérios baseados puramente na conveniência particular ao estudo que se pretenda efetuar. E esta conveniência particular em geral apóia-se no estabelecimento de equações simplificadas para expressar os princípios e leis do estudo em questão; ou então na maleabilidade operacional destas equações. Convém-nos adotar grandezas intimamente relacionadas ao número de moléculas das substâncias em estudo.

Solução Insaturada (ou não saturada)

É quando a quantidade de soluto usado se dissolve totalmente, ou seja, a quantidade adicionada é inferior ao coeficiente de solubilidade.

Solução Saturada

É quando o solvente (ou dispersante) já dissolveu toda a quantidade possível de soluto (ou disperso), e toda a quantidade agora adicionada não será dissolvida e ficará no fundo do recipiente.

Solução Supersaturada

Isto só acontece quando o solvente e soluto estão em uma temperatura em que seu coeficiente de solubilidade (solvente) é maior, e depois a solução é resfriada ou aquecida, de modo a reduzir o coeficiente de solubilidade. Quando isso é feito de modo cuidadoso, o soluto permanece dissolvido, mas a solução se torna extremamente instável. Qualquer vibração faz precipitar a quantidade de soluto em excesso dissolvida.

Solução Diluída

É uma operação em que se acrescenta solvente à solução. A quantidade de soluto permanece constante.

TIPOS DE CONCENTRAÇÃO

1) % em massa:

$$\frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 100$$

2) % em volume:

$$\frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} \times 100$$

(só é usada quando soluto e solvente são ambos líquidos ou ambos gasosos)

3) concentração em g/L:

$$\frac{\text{massa de soluto em gramas}}{\text{volume de solução em litros}}$$

4) concentração em mol/L:

$$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução em litros}}$$

5) concentração em molalidade:

$$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{massa do solvente em kg}}$$

6) concentração em fração molar de soluto:

$$\frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{quantidade de solução (mol)}}$$

EXERCÍCIOS

1) Solução salina normal é uma solução aquosa de cloreto de sódio, NaCl, que é usada em medicina porque sua composição coincide com aquela dos fluidos do organismo. Sua concentração é 0,90 g de uma solução de 100,0 mL. Qual é a molaridade desta solução?

2) A glicose é um açúcar encontrado em muitas frutas e sua fórmula molecular é $C_6H_{12}O_6$. Qual seria a concentração molar da glicose numa solução feita pela dissolução de 24,0 g de glicose em 250 mL de água?

3) Qual a concentração molal da glicose, $C_6H_{12}O_6$, um açúcar encontrado em muitas frutas, em uma solução feita pela dissolução de 24,0 g de glicose em 1,00 Kg de

água? Qual a fração de peso da glicose na solução? Qual seu peso percentual na solução?

4) Se dissolvemos 11,5 g de NaCl em 1,00 Kg de água, qual será sua concentração molal?

5) Calcule a molaridade em uma solução preparada, dissolvendo-se 45,0 g de glicerol, $C_3H_5(OH)_3$, em 100,0 g de H_2O

6) Calcule a molaridade de cada solução aquosa seguinte:

a) 10,5 g de NaCl em 350,0 mL de solução;

b) 5,85 g de NaCl dissolvidos em 0,250 L de água.

7) Calcule o número de gramas de cada soluto necessário para obter as seguintes soluções.

a) 125 mL de NaCl 0,200 M

b) 250 mL de $C_6H_{12}O_6$ (glicose) 0,360 M

c) 250 mL de H_2SO_4 0,250 M

8) Calcule a molaridade de uma solução que contém

a) 3,60 g de H_2SO_4 em 450 mL de solução

b) 1,65 mol de HCl em 2,16 L de solução

9) Têm-se 400 mL de uma solução 0,15 M de NaOH. Determinar a massa de NaOH nessa solução.

10) Qual é a concentração molar de uma solução que, num volume de 600 mL, contém 0,15 mol de moléculas do soluto?

11) Calcule a massa de HCN que se deve dissolver em água para obter 300 mL de solução 0,6 M.

12) Uma solução 0,8 molal apresenta 850 g de água. Descubra o número de moles de moléculas do soluto contido nessa solução e calcule : fração molar e fração de peso do soluto na solução.

13) Uma garrafa de coca-cola (0,473 L) contém 36,9 g de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$. Qual é a molaridade desta solução?

14) Que massa de nitrato de prata, $AgNO_3$, é necessária para preparar 500,0 mL de uma solução 0,690 M?

15) O ácido ascórbico, vitamina C, é vitamina solúvel em água. Para uma solução com 15,90 g de ácido ascórbico, $C_6H_8O_6$, dissolvidos em 210 mL de água, calcule:

a) a molalidade; b) a molaridade.

UNIDADE VI: Funções Químicas

Funções Químicas

- Introdução
- Ácidos e bases
- Sais
- Óxidos
- Exercícios

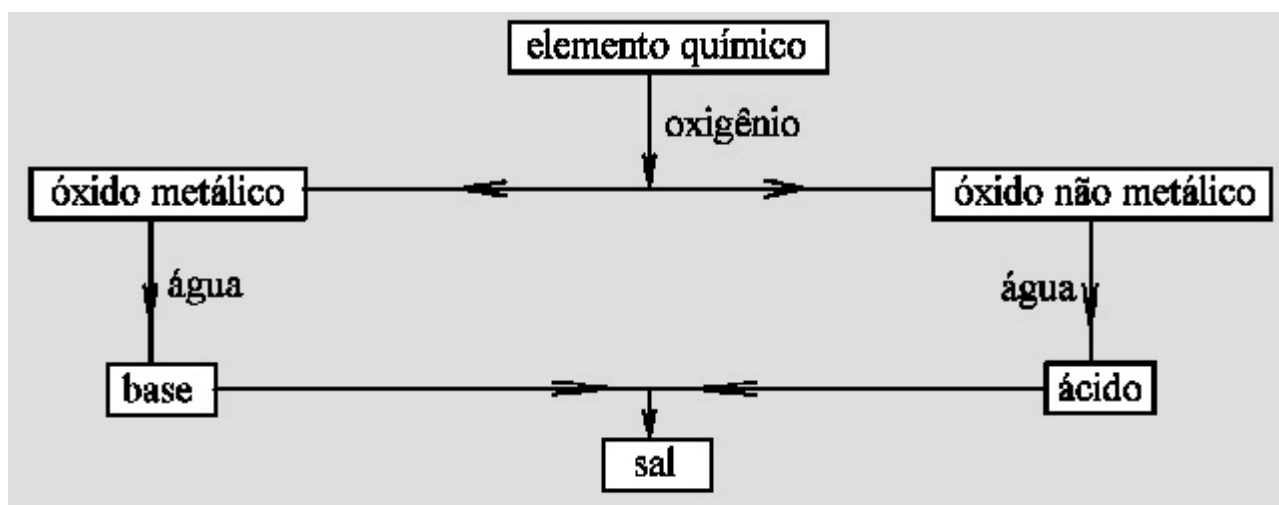
INTRODUÇÃO

Todas as substâncias e compostos existentes no chamado "Reino Mineral" podem ser agrupados em quatro grupos, conforme determinadas substâncias que apresentem propriedades em comum. Como exemplo, podemos usar as frutas, separando-as em dois grupos:

- A - laranja, abacaxi, morango, limão, e tangerina
- B - cajú, mamão, caqui, goiaba e manga.

Para caracterizar melhor, imagine o sabor destas frutas verdes. A característica do **grupo A** é que são azedas ou ácidas. As do **grupo B** "amarram" na boca, ou seja, tem sabor adstringente. Se forem misturadas as frutas do grupo A o sabor será reforçado. Porém, se misturarmos o grupo A com o B, surgem novos sabores, a acidez é atenuada, neutralizada.

O sabor azedo é uma característica das substâncias ácidas. Isso vale tanto para as frutas como para outros compostos químicos. Deve existir alguma parte comum nas moléculas de algumas substâncias destas frutas. Conceituamos função química como o conjunto de substâncias que possuem propriedades comuns. Estas propriedades devem-se a grupos de átomos comuns. Existem quatro funções: ácidos, bases, sais e óxidos. O esquema abaixo mostra a relação entre estes grupos:



ÁCIDOS E BASES

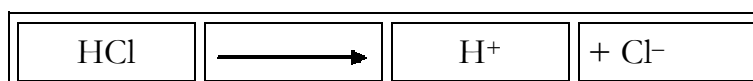
Função química é um conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes. Dentre as principais funções estão os ácidos e bases. Antes da formalização do conceito ácidos e bases, ácidos eram caracterizados como: substâncias que tem sabor azedo e conduzem corrente elétrica. Quando adicionados ao mármore e a outros carbonatos, produz efervescência, com liberação de gás carbônico. Bases eram caracterizados como: possuir sabor adstringente, ou seja, amarrar a boca; tornar a pele lisa e escorregadia e conduzir corrente elétrica.

A formalização dos conceitos de ácido e base foi realizada por 3 teorias:



A primeira delas foi desenvolvida por Arrhenius em 1887 para explicar a condutividade elétrica de certas soluções, definiu ácidos e bases assim:

"Ácido é toda substância que em solução aquosa se dissocia fornecendo íons H^+ , como único tipo de cátion."



"Base é toda substância que, dissolvida em água, se dissocia, fornecendo íons hidróxido como único tipo de ânion."



Observações:

Os ácidos são compostos moleculares . Só conduzem a eletricidade em solução , pois há dissociação, formando íons. Quando puros não conduzem a eletricidade.

As bases são compostos iônicos, pois temos metal ligado ao oxigênio. →
 $Me^+(OH)^-$

No estado sólido não conduzem a eletricidade, pois os íons estão presos. No estado fundido e em solução aquosa conduzem a corrente , pois os íons estão libertos.

Entretanto, atualmente sabemos que um próton simples não existe em soluções aquosas. Um próton em solução aquosa se hidrata, forma cátion hidrônio: H_3O^+

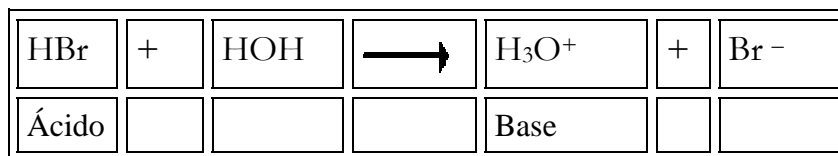


A teoria de Bronsted – Lowry

Bronsted e Lowry em 1923, propuseram uma teoria mais ampla, válida para todos os meios (meio alcóolico, meio aquoso, etc.)

Ácido= qualquer espécie química que doa prótons.

Base= qualquer espécie química que aceita prótons.



Outro exemplo:

O que o íon amônio pode ser pela teoria de Bronsted – Lowry



O íon amônio pode ceder prótons funcionando como ácido de Bronsted- Lowry e não pode ser base de Bronsted, pois não pode ganhar prótons.



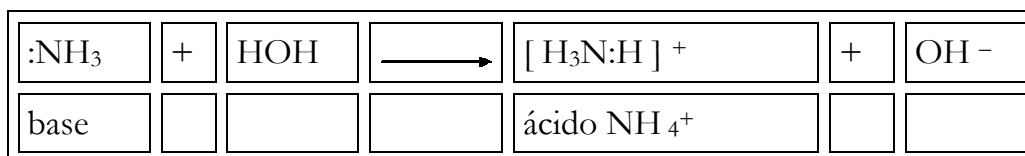
A teoria de Lewis

Lewis em 1923, apresentou uma definição eletrônica de ácido e base, ele se baseou no conceito de base de Bronsted, que é a espécie que recebe próton, assim para receber próton, a base deve fornecer um par de elétrons para a ligação.

Ácido: toda espécie química que recebe par de elétrons.

Base: toda espécie química que doa par de elétrons.

Exemplo:



O NH₃ é uma base porque recebeu um próton H⁺ da água.

A água é um ácido porque cedeu um próton ao NH₃.

Forças de ácidos e bases

Um ácido pode ter maior ou menor facilidade em ceder prótons. Quanto mais facilmente liberar prótons, dizemos que mais forte é o ácido. Seja a dissociação do ácido clorídrico: HCl → H⁺ + Cl⁻. O tamanho das setas indica o grau de deslocamento da reação. Vemos que a reação inversa tem baixa intensidade. É

claro que se um ácido libera prótons facilmente (ácido forte), a reação inversa será mais difícil. Isto quer dizer que o HCl é um ácido forte e terá uma base conjugada bastante fraca (Cl⁻). Portanto, a força da base é inversamente a fora do ácido.

Conceitos de pH e pOH

Na maioria das soluções de ácidos e bases fracos, as concentrações molares de H⁺ e de OH⁻ são muito pequenas, portanto, há uma aproximação mais fácil envolvendo apenas um número. Baseado nisso para fazer comparações de valores pequenos, Sorenson definiu uma quantidade que chamou de pH de uma solução como se segue. O conceito de pH (potencial de ionização de íon H⁺) é dado pela equação:

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

Reorganizando a equação temos que para encontrar a [H⁺] conhecendo o pH, podemos usar as propriedades dos logaritmos da seguinte forma.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Critérios:

pH > 7 (Solução básica)

pH < 7 (Solução ácida)

pH = 7 (Solução neutra)

A definição logarítmica do pH, tem provado ser tão útil que foi também adaptada para calcular outras quantidades além de [H⁺], como por exemplo para expressar pequenas concentrações do íon hidróxido, podemos definir o pOH da solução, como,

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

Critérios:

[OH⁻] > [H⁺] (Solução básica)

[OH⁻] < [H⁺] (Solução ácida)

[OH⁻] = [H⁺] (Solução neutra)

Existe uma afinidade entre pH e pOH, em que numa solução aquosa de solutos a 25°C, a soma do pH e do pOH é 14, como segue:

$$\text{pKw} = \text{pH} + \text{pOH}$$

sendo que a 25°C, pKw é igual 14, portanto,

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

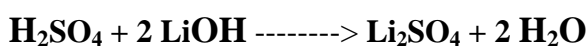
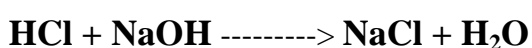
SAIS

São compostos iônicos que possuem pelo menos um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- .

O sal é formado através de uma reação entre um ácido e uma base; onde os íons H^+ e OH^- reagem para formar a água; e o ânion do ácido reage com o cátion da base, formando o sal.

Há uma reação entre um ácido e uma base, dar-se o nome de reação de neutralização.

Veja os exemplos a seguir:



Classificação dos sais quanto à presença de oxigênio:

- Oxissais (Sais Oxigenados) » Apresentam oxigênio em sua molécula. Ex: Na_2SO_4 , AlPO_4 .
- Sais não oxigenados » Não apresentam oxigênio em sua molécula. Ex: NaCl , CaCl_2 .

Classificação dos sais quanto ao número de elementos:

- Sais Binários » Apresentam dois elementos químicos em sua composição. Ex: KCl , Al_2S_3 .
- Sais Ternários » Apresentam três elementos químicos em sua composição. Ex: Na_2SO_4 , $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
- Sais Quaternários » Apresentam quatro elementos químicos em sua composição. Ex: $\text{Ca}(\text{OCN})_2$.

Classificação dos sais quanto à natureza dos íons:

- Sais Neutros (Normal) » Não apresentam em sua composição nem H^+ e nem OH^- . Ex: NaCl , BaSO_4 .
- Sais Ácidos (Hidrogeno-sal) » Apresentam em sua composição dois cátions, sendo um deles o H^+ , e um só tipo de ânion, sendo diferente de OH^- . Ex: NaHCO_3 , K_2HPO_4 .
- Sais Básicos (Hidróxi-sal) » Apresentam em sua composição dois ânions, sendo um deles o OH^- , e um só tipo de cátion, sendo diferente de H^+ . Ex: $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$.
- Sais Duplos (Misto) » Apresentam em sua composição dois cátions diferentes de H^+ ou dois ânions diferentes de OH^- .
- Sais Hidratados » Apresentam em sua composição moléculas de água. Ex: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

Classificação dos sais quanto à solubilidade em água:

Solubilidade em Água	
Sólúveis (como regra)	Insolúveis (principais excessões à regra)
Nitratos (NO_3^-)	
Acetatos (CH_3COO^-)	
Cloretos (Cl^-)	AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2 ,
Brometos (Br^-)	AgBr , PbBr_2 , Hg_2Br_2 .
Iodetos (I^-)	AgI , PbI_2 , Hg_2I_2 , HgI_2 , BiI_2 .
Sulfatos (SO_4^{2-})	CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 .
Sais de metais alcalinos e de amônio	
Insolúveis (como regra)	Solúveis (principais excessões à regra)
Sulfetos (S^{2-})	Os dos metais alcalinos, alcalinos terrosos e de amônio. Exemplos: K_2S , CaS , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
Hidróxidos (OH^-)	Os dos metais alcalinos, alcalinos terrosos e de amônio. Exemplos: NaOH , KOH , NH_4OH .
Carbonatos (CO_3^{2-})	Os dos metais alcalinos e de amônio. Exemplos: Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.
Fosfatos (PO_4^{3-})	Os dos metais alcalinos e de amônio. Exemplos: Na_3PO_4 , K_3PO_4 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
Sais não - citados	Os dos metais alcalinos e de amônio.

ÓXIDOS

Óxido é um composto químico binário formado por átomos de oxigênio com outros elementos. Os óxidos constituem um grande grupo na química pois a maioria dos elementos químicos formam óxidos. Alguns exemplos de óxidos com os quais convivemos são: ferrugem (óxido de ferro III), gás carbônico (óxido de carbono IV ou dióxido de carbono), cal (óxido de cálcio).

Nos óxidos, o elemento mais eletronegativo deve ser o oxigênio. Os compostos OF_2 ou O_2F_2 não são óxidos pois o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio. Estes compostos são chamados fluoretos de oxigênio.

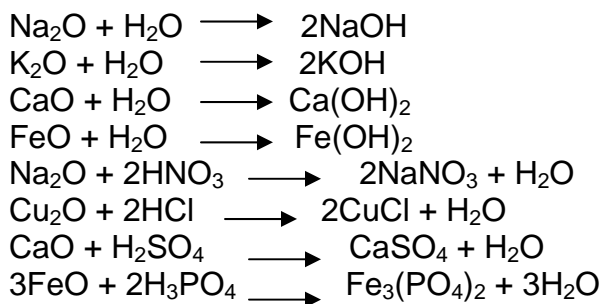
Óxidos Básicos

São óxidos em que o elemento ligado ao oxigênio é um metal com baixo número de oxidação (+1, +2 e +3). Os óxidos de caráter mais básico são os óxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos. Os óxidos básicos possuem estrutura iônica devido à diferença de eletronegatividade entre o metal (que é baixa) e o oxigênio (que é alta), por terem este caráter iônico apresentam estado físico sólido. Alguns exemplos:

- Na_2O - óxido de sódio
- CaO - óxido de cálcio (cal viva)
- BaO - óxido de bário (barita)
- CuO - óxido de cobre(II) (óxido cúprico)
- Cu_2O - óxido de cobre(I) (óxido cuproso/cuprita)
- FeO - óxido de ferro(II) (óxido ferroso)
- Fe_2O_3 óxido de ferro(III) (óxido férrico)

Reações

Reagem com a água formando uma base e com ácidos formando sal e água (neutralizando o ácido). Exemplos:



Óxidos Ácidos ou Anidridos

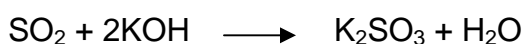
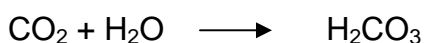
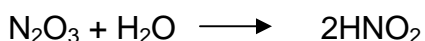
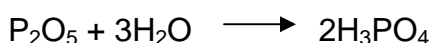
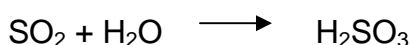
São óxidos em que o elemento ligado ao oxigênio é um ametal ou metal com alto número de oxidação (nox +5 +6 +7) . Possuem estrutura molecular, pois a diferença de eletronegatividade entre o oxigênio e o outro elemento não é tão grande. Resultam da desidratação dos ácidos e, por isso, são chamados anidridos de ácidos. Alguns exemplos:

- CO_2 óxido de carbono IV ou dióxido de (mono)carbono ou anidrido carbônico
- SO_2 óxido de enxofre IV ou dióxido de (mono)enxofre ou anidrido sulfuroso.
- SO_3 óxido de enxofre VI ou trióxido de (mono)enxofre ou anidrido sulfúrico.
- Cl_2O óxido de cloro I ou monóxido de dicloro ou anidrido hipocloroso.

- Cl_2O_7 óxido de cloro VII ou heptóxido de dicloro ou anidrido perclórico.
- SiO_2 óxido de silício ou dióxido de (mono)silício ou anidrido silícico.
- MnO_3 óxido de manganês VI ou trióxido de (mono)manganês
- Mn_2O_7 óxido de manganês VII ou heptóxido de dimanganês ou anidrido permangânico.

Reações

Reagem com água formando um ácido oxigenado e com bases formando sal e água (neutralizando a base). Exemplos:



Óxidos Anfóteros

São óxidos de metais de transição e semi-metais capazes de reagir tanto com ácidos quanto com bases, fornecendo sal e água. Por possuírem propriedades intermediárias entre os óxidos ácidos e os óxidos básicos, podem se comportar como óxidos ácidos e como básicos. Dependendo do metal ligado ao oxigênio pode haver predominância do caráter ácido ou básico. O caráter ácido do óxido aumenta à medida que seu elemento formador aproxima-se, na tabela periódica, dos não-metais. O caráter básico do óxido aumenta à medida que o elemento formador aproxima-se dos metais alcalinos e alcalino-terrosos. A estrutura dos óxidos anfóteros pode ser iônica ou molecular. Alguns exemplos:

- SnO óxido de estanho II
- SnO_2 óxido de estanho IV
- Fe_2O_3 óxido de ferro III
- ZnO óxido de zinco
- Al_2O_3 óxido de alumínio

Óxidos Neutros

São óxidos que não apresentam características ácidas nem básicas. Não reagem com água, nem com ácidos, nem com bases. O fato de não apresentarem caráter ácido ou básico não significa que sejam inertes. São formados por não-

metais ligados ao oxigênio, e geralmente apresentam-se no estado físico gasoso. Alguns exemplos:

- CO óxido de carbono II
- NO óxido de nitrogênio II
- N₂O óxido de nitrogênio I - veja Óxido nitroso

Óxidos Duplos, Salinos ou Mistos

São aqueles que originam dois óxidos ao serem aquecidos.

Quando se reage um óxido duplo com um ácido, o produto formado é composto de **dois sais** de mesmo cátion, mas com nox diferentes, e mais água. Alguns exemplos: Fe₃O₄, Pb₃O₄, Mn₃O₄

Exemplo de reação: Fe₃O₄ + 8 HCl ----> 2FeCl₃ + FeCl₂ + 4H₂O

Peróxidos

São os óxidos formados por cátions das famílias dos metais alcalinos (1A) e metais alcalinos terrosos (2A) e pelo oxigênio com nox igual a -1.

Um exemplo é o peróxido de hidrogênio (H₂O₂), componente da água oxigenada. Sua aplicação se dá em cortes e feridas que correm o risco de infecção bacteriana. A degradação do peróxido de hidrogênio pela enzima catalase libera oxigênio (O₂) o que causa a morte de bactérias anaeróbicas. Exemplos:

- Na₂O₂
- BaO₂

Superóxidos

São associações de uma molécula de O₂ (oxigênio atômico) com uma de O₂⁻² (peróxido), assim, o oxigênio tem nox igual a -1/2.

Os ânions superóxido são altamente reativos e têm capacidade de cindir outras moléculas à medida que entram em contato. Normalmente as mitocôndrias têm esses ânions sob controle. Se algum sai para o citoplasma celular, há uma quantidade de reações químicas protetoras que podem ser ativadas para absorvê-los e prevenir algum dano celular.

EXERCÍCIOS

1) São citados abaixo, diversos compostos entre eles ácidos, bases e sais. Agrupe-os de acordo com as suas funções: HCN, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, HNO_3 , NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , AuOH , HCl , HI , NaCl , CO_2 , CaCO_3 , KBr , NO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2S , H_3PO_4 , HClO_3 .

2) Dê o nome dos seguintes ácidos:

- a) HCl
- b) H_3PO_4
- c) HBr
- d) H_2SO_4
- e) HClO_4
- f) H_2CO_3
- g) HNO_3
- h) HCH_3COO
- i) H_2S
- j) HMnO_4
- k) H_3PO_4

3) Dê o nome das seguintes bases:

- a) NaOH
- b) NH_4OH
- c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- e) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- f) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- g) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- h) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- i) KOH
- j) $\text{Cd}(\text{OH})_2$
- k) LiOH

4) Consultando a tabela de ânions, complete a tabela:

Ânion	Nome do ânion	Fórmula do ácido	Nome do ácido
Cl^-			
BrO_3^-			
NO_2^-			
NO_3^-			
MnO_4^-			
CO_3^{2-}			
$\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$			
BO_3^{3-}			

5) Dado o nome dos ácidos, dê a fórmula molecular e o ânion correspondente:

- a) ácido fluorídrico
- b) ácido hipofosforoso
- c) ácido acético
- d) ácido ferrocianídrico

6) Dados os nomes dos sais abaixo, quais suas fórmulas moleculares?

- a) cloreto de potássio
- b) sulfato de zinco
- c) carbonato de sódio
- d) brometo de ferro II
- e) iodeto de ferro III
- f) nitrato de alumínio
- g) sulfeto de sódio
- h) cloreto de zinco
- i) fluoreto de sódio
- j) cloreto de sódio
- k) sulfato de chumbo II

7) Suco de tomate tem um pH de 4,2 e suco de limão tem um pH de 2,2. Quantas vezes maior é a concentração de H^+ no suco de limão?

8) Qual é a concentração dos íons H^+ e OH^- numa solução cujo pH é

- a) 4 b) 8 c) 13 d) 6,7 e) 2,3

9) Calcule a $[H^+]$ presente em uma água engarrafada pela indústria de água mineral cujo pH apresentado foi de 7,3 e uma outra cujo pH foi de 5,5.

10) Observe os líquidos da tabela :

	$[H^+]$	$[OH^-]$
Leite	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
Água do mar	$1,0 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$
Coca-cola	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$
Café preparado	$1,0 \cdot 10^{-5}$	$1,0 \cdot 10^{-9}$
Lágrima	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
Água sanitária	$1,0 \cdot 10^{-12}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$

A) Classifique cada substância como ácida, básica ou neutra. B) Qual destas soluções será a mais ácida e qual será a mais básica?

11) Determine a concentração de íons H^+ e OH^- do cafezinho, sabendo que seu pH é 5,0.

12) Por que a amônia (NH_3) é considerada uma base?

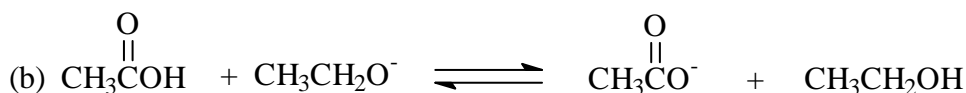
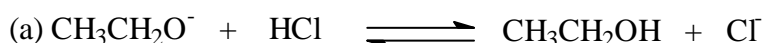
13) Calcule o pH e pOH das soluções dos seguintes ácidos e bases fortes:

(a) HCl 0,1 M;

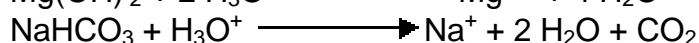
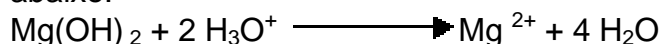
(b) NaOH 3×10^{-5} M

(c) KOH 2×10^{-8} M

14) Em cada equilíbrio abaixo, identifique o ácido e a base mais forte e o ácido e a base mais fraca.



15) O pH normal do estômago varia entre 0,3 a 1,2 . Entretanto, em algumas alterações de saúde é preciso neutralizar o excesso de acidez estomacal ministrando antiácidos (hidróxido de magnésio, hidróxido de alumínio e bicarbonato de sódio), como indicado abaixo:



Essas substâncias são antiácidos porque:

- Formam cátions metálicos.
- Consomem o cátion hidrônio.
- Produzem água que dilui o ácido.
- Liberam gases.

16) Três ácidos presentes no cotidiano são:

I – HCl, vendido comercialmente impuro como ácido muriático.

II – H_3PO_4 , usado como acidulante em refrigerantes e balas.

III – H_2CO_3 , presentes em todas as bebidas gaseificadas.

Sobre eles é correto afirmar que:

- o H_2CO_3 é o mais fraco.
- o H_3PO_4 é o mais forte, pois apresenta mais hidrogênios e oxigênios.
- o H_2CO_3 é menos forte que HCl.
- o HCl é o mais forte dos três.

17) O leite de magnésia, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, tem pH 10,5. Qual a concentração molar do íon Hidrogênio na solução e qual a concentração do íon OH^- ? A solução é ácida ou alcalina?

UNIDADE VII: Funções Orgânicas

Funções Orgânicas

- Introdução
- Classificação da Cadeia Carbônica
- Grupos funcionais
- Exercício

INTRODUÇÃO

Apesar da existência de milhões de compostos orgânicos diferentes, podemos agrupá-los quanto à semelhança de suas propriedades químicas. A esse conjunto, damos o nome de função química. Essas substâncias podem ser reconhecidas pela presença de um átomo ou grupo de átomos específicos denominados grupos funcionais (parte da molécula onde ocorre a maioria das reações químicas). É a parte que determina, efetivamente, as propriedades químicas do composto, e também algumas propriedades físicas.

CLASSIFICAÇÃO DA CADEIA CARBÔNICA

As cadeias carbônicas podem ser exemplificadas desta forma:

C A D E I A	ABERTA ou ACÍCLICA	ou ALIFÁTICA	Quanto à natureza: Homogênea e Heterogênea Quanto à disposição dos C: Normal ou reta, Ramificada. Quanto à saturação: Saturada, Insaturada ou não-saturada
C A R B O N I C A	FECHADA ou CÍCLICA	Alicíclica ou não-aromática	Quanto à natureza: Homogênea ou homocíclica, Heterogênea ou heterocíclica Quanto à saturação: Saturada, Insaturada ou não-saturada. Quanto ao número de ciclos: Monocíclica ou mononuclear, Policíclica ou polinuclear (condensada ou não-condensada)
		Aromática	Quanto ao número de ciclos: Monocíclica ou mononuclear, Policíclica ou polinuclear (condensada ou não-condensada)


GRUPOS FUNCIONAIS

Quanto aos Hidrocarbonetos

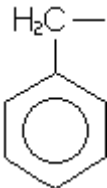
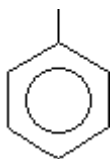
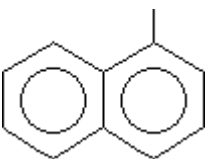
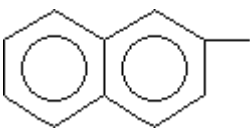
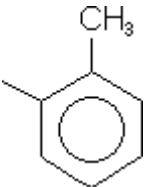
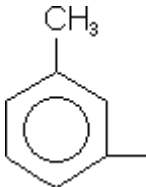
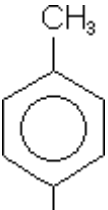
Hidrocarbonetos são compostos que contêm exclusivamente em suas moléculas átomos de carbono e hidrogênio. Os hidrocarbonetos são classificados de acordo com a sua cadeia carbônica. A tabela abaixo exemplifica esta classificação e nomenclatura.

CLASSE	TIPO DE CADEIA CARBÔNICA	Exemplo
ALCANO ou PARAFINA	alifática saturada	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ butano
ALCENO ou ALQUENO	alifática insaturada	CH ₃ -CH=CH-CH ₃ 2-buteno
ou OLEFINA	etênica com um >C=C<	H ₂ C=CH-CH ₂ -CH ₃ 1-buteno
ALCADIENO ou	alifática insaturada	H ₂ C=C=CH-CH ₃ 1,2-butadieno
DIOLEFINA	etênica com dois >C=C<	H ₂ C=CHCH=CH ₂ 1,3-butadieno
ALCINO ou	alifática insaturada	H ₃ C-C ^o C-CH ₃ 2-butino
ALQUINO	etênica com dois $\text{-C}\equiv\text{C-}$	H-C ^o C-CH ₃ -CH ₃ 1-butino
ALCENINO ou ALQUENINO	alifática insaturada etenínica com um >C=C< e um $\text{-C}\equiv\text{C-}$	H ₃ C=CH-C ^o C-H butenino
CICLOALCANO ou CICLANO ou CICLOPARAFINA	alíciclica saturada	H ₂ C - CH ₂ H ₂ C - CH ₂ ciclobutano

Av. Guedner, 1610, (44) 3027-6360

CICLOALQUENO ou CICLOALCENO ou CICLENO ou CICLOOLEFINA	alíclica insaturada etênica com um >C=C<	$\text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2$ $\text{HC} = \text{CH}$ ciclobuteno
ARENO ou HIDROCARBONETO AROMÁTICO	cadeia aromática	 benzeno

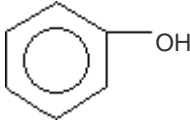
Radicais mais importantes

$\text{H}_3\text{C} -$ Metil	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 -$ Etil	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ n-propil	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$ isopropil
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ n-butil	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$ Sec-butil	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ isobutil	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Terc-butil
 benzil	 fenil	 α -naftil	 β -naftil
 orto-toluil	 meta-toluil	 para-toluil	$\text{H}_2\text{C} -$ Metileno

Av. Guedner, 1610, (44) 3027-6360

$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \\ \quad \end{array}$ etileno	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \\ \end{array}$ etilideno	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \\ \end{array}$ etilidino	
--	---	---	--

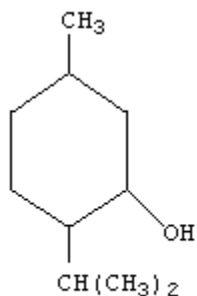
Principais Funções Orgânicas

Função Orgânica	Fórmula Geral	Nomenclatura IUPAC	Exemplos
ÁLCOOL	R-OH (OH ligado a C saturado)	(Nome do Radical) + ol	CH ₃ - CH ₂ -CH ₂ -OH 1-propanol
FENOL	R-OH	hidroxi + (Nome do Radical)	 hidroxibenzeno
ÉTER	R1-O-R2	(Nome Radical 1) + oxi + (Nome Radical 2)	CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₃ metoxietano
ALDEÍDO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	(Nome do Radical - a letra o) + al	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$ propanal
CETONA	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{R}_1 \end{array}$	(Nome dos Radicais - a letra o) + ona	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ propanona
ÁCIDO CARBOXÍLICO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	ácido + (Nome do Radical) + óico	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$ ácido propanóico
ÉSTER		(Nome do Radical 1 menos	

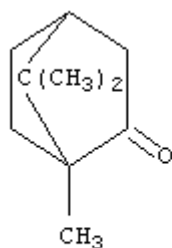
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R1-C} \\ \\ \text{O-R2} \end{array}$	ácido e óico) + ato + (Nome do Radical 2)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C} \\ \\ \text{O-CH}_3 \end{array}$ propanoato de metila
AMINA	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R1-N} \\ \\ \text{H} \end{array}$ (primária)	(Nome do Radical) + amina	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-N} \\ \\ \text{H} \end{array}$ metiletilamina
	$\begin{array}{c} \text{R2} \\ \\ \text{R1-N} \\ \\ \text{H} \end{array}$ (secundária)	(Nome do Radical 1 e Radical 2) + amina	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-N} \\ \\ \text{H} \end{array}$ metiletilamina
	$\begin{array}{c} \text{R2} \\ \\ \text{R1-N} \\ \\ \text{R3} \end{array}$ (terciária)	(Nome do Radical 1, Radical 2 e Radical 3) + amina	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-N} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ metiletilpropilamina
AMIDA	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R-C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	(Nome do Radical) + amida	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$ propanoamida
NITRILO	R-CN	(Nome do Radical) + nitrilo	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CN}$ propanonitrilo
HALETO ORGÂNICO	R-X (onde X é: F, Cl, Br, I)	(Nome do Radical) + haleto	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-Cl}$ 1-cloro-propano

EXERCÍCIOS

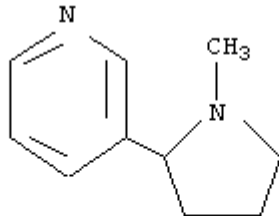
1) As fórmulas estruturais do mentol, da cânfora, da nicotina e do DDT são dadas abaixo.



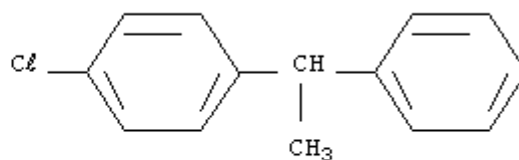
MENTOL



CÂNFORA



NICOTINA

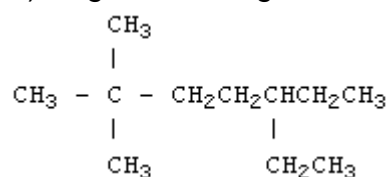


DDT

As funções orgânicas presentes, RESPECTIVAMENTE, nestes quatro compostos são:

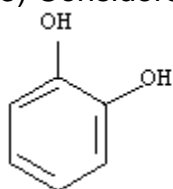
- álcool, cetona, amina e haleto.
- fenol, cetona, amida e haleto.
- álcool, aldeído, amina e éster.
- fenol, cetona, amida e haleto.

2) Segundo as regras oficiais (IUPAC), o nome para a substância abaixo é:

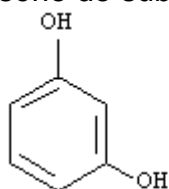


- 2,2-dimetil-5-dietil-pentano.
- 3-etil-6,6-dimetil-heptano.
- 5-etil-2,2-dimetil-heptano.
- 3-etil-5-terebutil-pentano.
- 3-etil-6,6,6-trimetil-hexano.

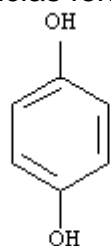
3) Considere a série de substâncias fenólicas indicadas de I a VI.



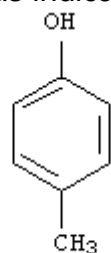
I



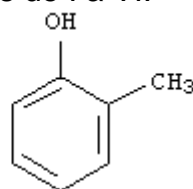
II



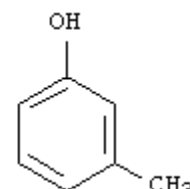
III



IV



V



VI

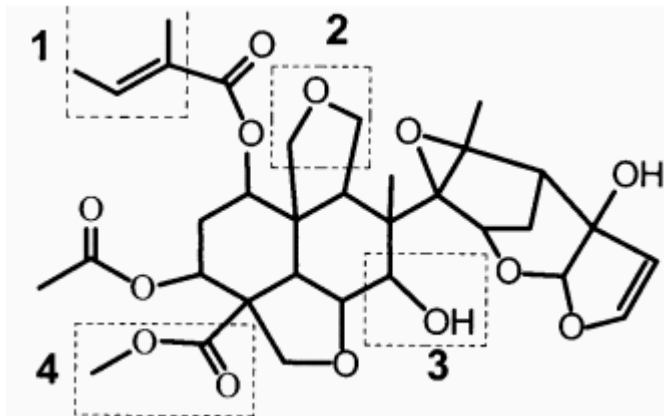
São nomeadas, utilizando os prefixos meta e para, respectivamente, as substâncias do par:

- I e II.
- I e III.
- I e VI.
- II e IV.
- II e V.

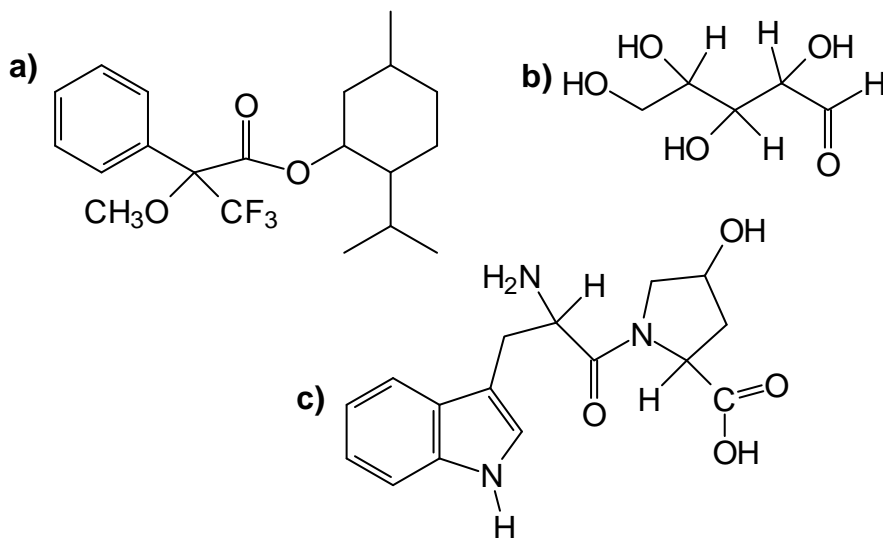
4) A azadiractina é um composto natural isolado da árvore indiana *Azadirachta indica* com potente atividade nematicida e antialimentar para insetos.

As funções de 1 a 4 marcadas na estrutura da azadiractina são, respectivamente:

- a) alqueno, éster, álcool, ácido carboxílico.
- b) dieno, cetona, fenol, éster.
- c) alquino, éter, fenol, cetona.
- d) alqueno, álcool, éter, ácido carboxílico.
- e) alqueno, éter, álcool, éster.



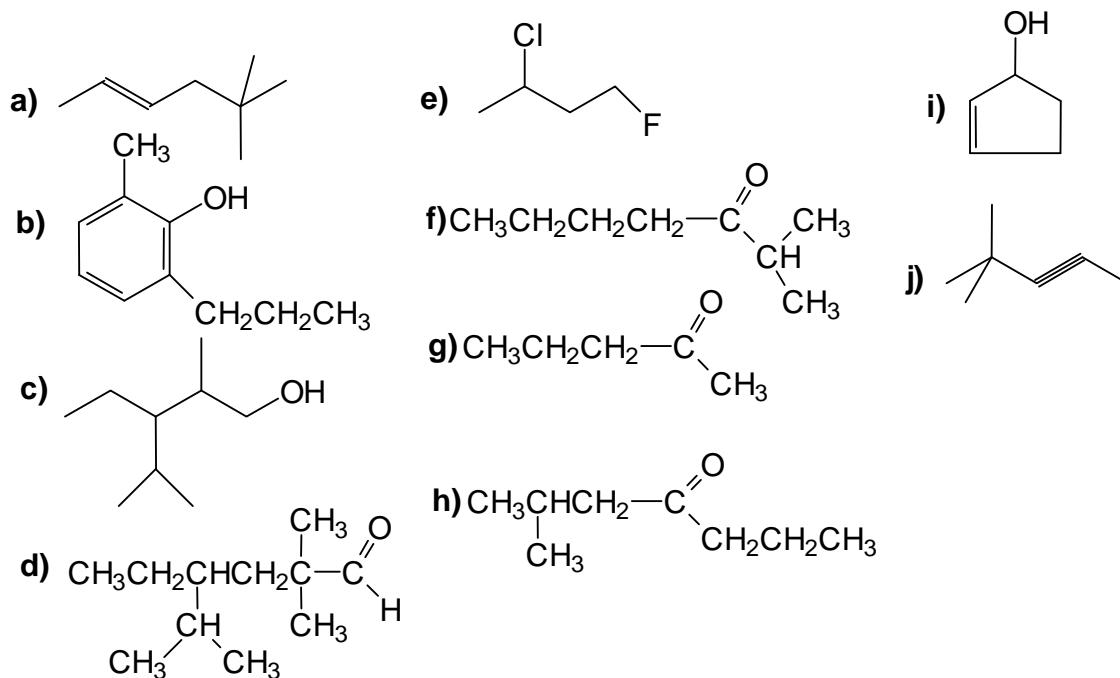
5) Assinale com um círculo e dê o nome a todos os grupos funcionais das moléculas abaixo.



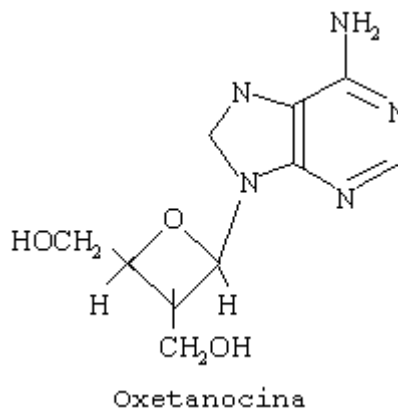
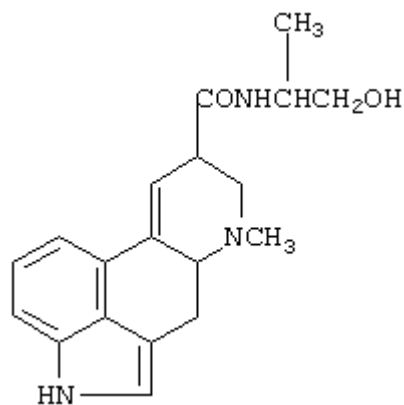
6) Identifique o número de Carbonos terciários que existem numa molécula do composto 2,4-dimetil-1-pentanol:

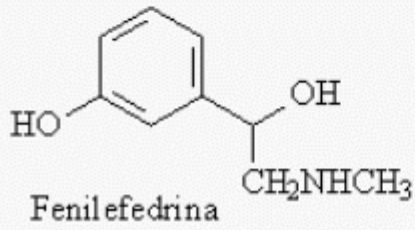
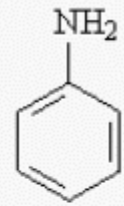
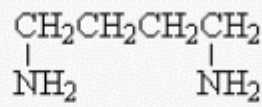
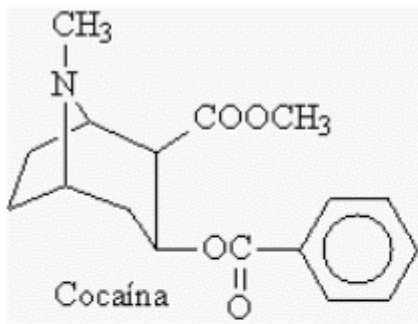
- (A) 0
- (B) 1
- (C) 2
- (D) 3

7) Dê o nome a todos os grupos funcionais das moléculas abaixo.



8) Escreva o número de átomos de carbonos primários, secundários, terciários e quaternários presentes nas moléculas abaixo e classifique-as quanto ao tipo de cadeia carbônica.





Av. Guedner, 1610, (44) 3027-6360

87.050-390 – Maringá – PR - www.cesumar.br