



Unidade 3 – ligações químicas e funções químicas. CH= 14 aulas (c + p) mínimo: 11 aulas (75%)

Conteúdo 6 = Ligações químicas.

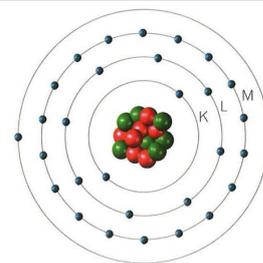
Objetivos: reconhecer as formas de representação de uma substância química, diferenciando entre substância simples de uma composta.

- Identificar os conceitos gerais que caracterizam os diferentes tipos de ligações químicas.
- Identificar a influência das ligações químicas no comportamento e nas propriedades das substâncias químicas.

1- A organização dos elétrons

O modelo atômico de Bohr estabelece que cada elétron ocupa uma posição definida e única no átomo. A princípio, as investigações científicas indicaram a existência de sete camadas (ou níveis) possíveis para acomodar os elétrons em volta do núcleo de um átomo. Pesquisas posteriores à de Bohr observaram que existiam, ainda, subdivisões dessas camadas, denominadas subcamadas (ou subníveis). Elas foram identificadas por letras e existe um número máximo de elétrons em cada camada, conforme a tabela a seguir:

camada	subnível	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$
K	$1s^2$	${}^2\text{He} \quad 1s=2$
L	$2s^2 2p^6$	${}^{10}\text{Ne} \quad 1s2s2p=10$
M	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	${}^{30}\text{Zn} \quad 1s2s2p3s3p4s3d=30$
N	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	${}^{70}\text{Yb} \quad 1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f=70$
O	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14}$	${}^{102}\text{No} \quad 1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f=102$
P	$6s^2 6p^6 6d^{10}$	${}^{112}\text{Cn} \quad 1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d=112$
Q	$7s^2 7p^6$	${}^{118}\text{Uuo} \quad 1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p=118$



A distribuição de elétrons é de fundamental importância, uma vez que ela determina as características químicas dos respectivos átomos. Nenhum elemento químico possui a mesma organização eletrônica de outro. No universo da Química, cada um dos elementos possui sua assinatura única e intransferível.

Na tabela periódica os subníveis de energia ocorrem da seguinte maneira:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
K																			
L																			
M																			
N																			
O																			
P	s^1	s^2	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6	
Q	1	2											3	4	5	6	7	8	

↓ famílias (colunas)
→ camadas (linhas)

Então cada elemento é organizado na tabela periódica pela sua distribuição eletrônica.

→ valor de elétrons na camada de valência

E fica aparente sua camada de valência. O número de elétrons que o átomo de um elemento químico possui na sua camada mais externa, é chamado de camada de valência.

A Valência está relacionada diretamente à capacidade de ligação entre os átomos. É o número de elétrons que estão presentes em suas camadas mais externas e que irão participar das ligações químicas.

2- A combinação dos átomos

A combinação de átomos de cerca de cem elementos químicos permite formar milhares de substâncias. Assim como as letras se unem para formar palavras, os átomos também podem se unir para formarem substâncias químicas (com regras específicas para isso).

Lewis observou que os átomos dos elementos químicos do grupo dos gases nobres são encontrados isolados, sem fazer ligações químicas. Como hipótese, passou a considerar que a configuração eletrônica desses átomos confere um equilíbrio de forças capaz de lhes dar estabilidade - a mesma que os átomos dos demais elementos tendem a adquirir. Então, estabeleceu-se a base para a teoria eletrônica das ligações: os átomos dos elementos químicos estabelecem ligações químicas para adquirir configurações eletrônicas semelhantes às dos átomos dos gases nobres mais próximos a eles na tabela periódica também conhecida como Regra do Octeto.

Ligações químicas: os elementos químicos se ligam por compartilhamento, ou transferência de elétrons, seguindo a regra do Octeto, completando suas camadas de valência e formando substâncias químicas (simples e compostas).



3- A regra do octeto e a tabela periódica:

Na tabela, pela distribuição eletrônica dos elementos temos:

Número da coluna na tabela periódica	1	2	13	14	15	16	17	18
Número de elétrons na camada de valência	1	2	3	4	5	6	7	8
Valência	+1	+2	+3	±4	-3	-2	-1	0

4- Tipos de ligações químicas - Uma ligação química pode ocorrer das seguintes maneiras:

-Ligações iônicas ocorrem com a **transferência de elétrons** de um elemento para o outro, com a formação substâncias iônicas em **retículos cristalinos, capazes de conduzir corrente elétrica quando diluídos em água.**

<p>Sódio: Na 11 elétrons</p> <p>${}_{11}\text{Na} - 1e^- = \text{Na}^+$</p> <p>Cátions</p>	<p>Neônio: Ne 10 elétrons</p> <p>${}_{10}\text{Ne}$</p>	<p>Cloro: Cl 17 elétrons</p> <p>${}_{17}\text{Cl} + 1e^- = \text{Cl}^-$</p> <p>Ânions</p>	<p>Argônio: Ar 18 elétrons</p> <p>${}_{18}\text{Ar}$</p>	<p>NaCl</p> <p>Distribuição eletrônica do Sódio</p> <p>Distribuição eletrônica do Cloro</p> <p>Substância Química: NaCl</p>
---	---	--	--	--

Formação de íon: Os átomos podem ganhar ou perder elétrons (com carga elétrica negativa), ficando eletricamente carregados (positivamente ou negativamente), formando íons. Existem dois tipos de íons:

Cátions: íons carregados positivamente, por perderem elétrons.

Ânions: íons carregados negativamente, por ganharem elétrons.

Propriedades das substâncias iônicas: são formadas por **cátions e ânions**. E o total de cargas positivas (cátions) é igual ao de negativas (ânions). Logo, as substâncias são eletricamente neutras; são sólidas; formam retículos cristalinos; tem altos valores de fusão e de ebulição; e conduzem corrente elétrica quando diluídas em água.

<p>$\text{Mg}^{2+} \text{Cl}^{-1} : \text{Mg}_1 \text{Cl}_2$</p>	<p>Um método prático para determinar a fórmula mínima do composto, considerando a imagem ao lado. Nela, a letra C representa um cátion e a letra A representa um ânion. O valor de X+ do cátion é a quantidade de A, e o valor de Y- é a quantidade de C.</p> <p>Exemplo: $\text{Mg}^{2+} : \text{Cl}_2$ e $\text{Cl}^{-1} : \text{Mg}_1$ logo, para o $\text{Mg}(+2 \cdot 1 = +2)$, para o $\text{Cl}(-1 \cdot 2 = -2)$ então $(+2 - 2 = 0)$ e MgCl_2 ou $(\text{Cl} - \text{Mg} - \text{Cl})$</p>
---	---

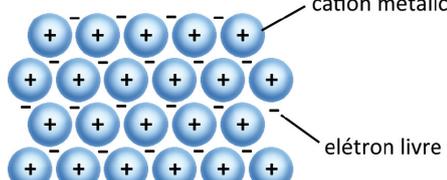
-Ligações covalentes ocorrem com o **compartilhamento de elétrons entre os elementos**, não há transferência de elétrons, cada elemento continua preso à sua eletrosfera, os elétrons são compartilhados pelos dois átomos. Assim, cada átomo de hidrogênio passa a interagir com dois elétrons: o seu e o do átomo vizinho. Os átomos, como na figura abaixo.

<p>Substância simples: $\text{Cl}_2 : \text{Cl} - \text{Cl}$</p> <p>A figura mostra os elétrons (bolinhas azuis) na última camada. Ao final (lado direito da seta), os dois átomos de cloro estão compartilhando 2 elétrons, totalizando oito elétrons em sua última camada.</p>	<p>Substância composta: $\text{H}_2\text{O} : \text{H} - \text{O} - \text{H}$</p> <p>O compartilhamento de um par de elétrons entre um átomo de oxigênio e um de hidrogênio satisfaz este último (H), mas o oxigênio necessita de outro elétron para ficar estável. Então, é necessário, outro átomo de hidrogênio, formando duas ligações covalentes.</p>
---	---

Propriedades das substâncias moleculares: As substâncias formadas podem ser sólidas, líquidas ou gasosas; formam moléculas; possuem baixos pontos de fusão e ebulição, a maioria são compostos orgânicos.



-Ligação metálica ocorre por atração dos íons positivos (cátions do metal) e dos elétrons livres. Normalmente, os átomos dos metais têm de 1 a 3 elétrons na última camada eletrônica; essa camada está normalmente afastada do núcleo. Quando os átomos dos metais ligam-se entre si, os elétrons escapam facilmente dos átomos e transitam livremente pelo metal. Desse modo, os átomos que perdem elétrons transformam-se em cátions. Não é explicada pela regra do octeto. Pois existe a formação de uma nuvem eletrônica ao redor dos íons, o que explica a boa condutividade de eletricidade dos metais e suas ligas.

 <p>cátion metálico</p> <p>elétron livre</p>	<p>Concluindo, podemos dizer que, o metal seria um aglomerado de cátions, mergulhados em uma nuvem (ou mar) de elétrons livres. Assim, a “nuvem” de elétrons funcionaria como uma ligação metálica, mantendo os átomos unidos.</p> <p>Modelo de ligação metálica: elétrons movendo-se livremente em todas as direções e sendo compartilhados por todos os cátions.</p>
---	--

Propriedades das substâncias metálicas: formam ligas metálicas, que possuem altos pontos de fusão e ebulição; apresentam alta condutividade elétrica (inclusive no estado sólido) e térmica; são maleáveis (podem ser transformados em lâminas); são dúcteis (podem ser transformados em fios); apresentam brilho característico; são sólidos à temperatura ambiente (exceção: mercúrio é líquido).

Ligas metálicas São matérias com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos químicos. Exemplos: - Aço → constituído por Fe e C, sendo que, o aço inox é constituído por Fe, C, Cr e Ni. - Ouro 18 quilates → constituído por Au, Ag e Cu. - Latão → constituído por Cu e Zn. - Bronze → constituído por Cu e Sn.

Resumindo e comparando:

Composto	Iônico	Molecular	Metálico
Ligação	Iônica	Covalente	Metálica
Como ocorre a ligação	Transferência de elétrons	Compartilhamento de elétrons	“nuvem eletrônica”
Composição	Metal + não metal	Não metais	Metais
Formam	Retículos cristalinos	Moléculas	Metais ou ligas metálicas
Temperatura de Fusão e ebulição	Altas	Baixas	Altas
Estado físico a 25°C	São sólidos	São sólidos, líquidos ou gasosos	São sólidos (exceto mercúrio)
Conduz corrente elétrica	No estado líquido ou em solução aquosa	Não conduz	No estado sólido ou líquido

5- Representação das Substâncias

Na representação das **ligações químicas** podemos utilizar os **símbolos dos elementos químicos** na representação de Lewis, e nas **fórmulas químicas**.

	<p>A representação de Lewis mostra a representação dos elétrons das camadas de valência dos elementos envolvidos na ligação química.</p>
<p>As fórmulas químicas podem ser: mínima, molecular, estrutural plana e geométrica. Utilizamos os símbolos de cada elemento químico do composto, os números representam a quantidade de cada elemento neste composto.</p>	
$MgCl_2$	<p>Fórmula mínima: mínima relação entre a ligação dos elementos químicos</p>
H_2SO_4	<p>Fórmula molecular: representa uma molécula.</p>
	<p>Fórmula estrutural plana e geométrica: mostra a fórmula de uma substância química no plano e no espaço.</p>

Tipos de ligações:

	<p>Ligação simples, representada por um traço (-) entre os elementos químicos. Exemplos: H-O-H H_2O 1A-6A-1A</p>
	<p>Ligação dupla, representada por dois traços (=) entre os elementos químicos. Exemplos O=C=O CO_2 6A=4A=6A</p>
	<p>Ligação tripla, representada por três traços (≡) entre os elementos químicos. Exemplos: N≡N N_2</p>
	<p>Ligação covalente coordenada, um elemento compartilha o seu par de elétrons com o outro elemento, representada por uma seta (→). Exemplo: O=S=O SO_2</p>



Conteúdo 7: Funções inorgânicas:

Objetivos: Identificar os conceitos gerais que caracterizam e diferenciam as funções inorgânicas.

· Escrever a fórmula dos principais ácidos, bases, sais e óxidos presentes em nossa sociedade.

6- FUNÇÕES INORGÂNICAS:

As Ligações químicas formam as substâncias químicas (simples ou compostas) que podem ser agrupadas de acordo com suas propriedades comuns. Estas propriedades comuns são chamadas de propriedades funcionais. Segundo essas propriedades podemos agrupar as substâncias químicas em 2 grupos: as funções inorgânicas, e as funções orgânicas. As principais funções inorgânicas são: ácido, base ou hidróxido, sal, e óxido.

-FUNÇÃO ÁCIDO

Ácidos são as substâncias que em solução aquosa se ionizam, produzindo o cátion hidrogênio (H^+) como único íon positivo. **PROPRIEDADES DOS ÁCIDOS:** Os ácidos possuem: condutibilidade elétrica, ação sobre indicadores e ação sobre as bases. Condutibilidade elétrica: Em solução conduz a corrente elétrica.

Fórmulas	Nomes	Usos e aplicações
H_2CO_3	Ácido carbônico	Ácido proveniente da hidratação do gás carbônico – CO_2
HNO_2	Ácido nitroso	Ácido fraco que pode ser obtido, juntamente com o ácido nítrico, pela reação da soda cáustica com o dióxido de nitrogênio – NO_2
HNO_3	Ácido nítrico	Ácido forte, conhecido há séculos pelo homem, e que se tornou um produto químico importante em nossa economia por causa da sua grande aplicabilidade na formação de uma série de outros produtos. A forma mais antiga de se obter esse ácido é pelo tratamento do nitrato de sódio – $NaNO_3$ – com ácido sulfúrico – H_2SO_4
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Ácido fraco proveniente da hidratação do gás sulfuroso, sendo uma das substâncias formadoras da chuva ácida.
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Ácido forte produzido pela absorção de água por parte do gás sulfúrico, também se constituindo numa das substâncias formadoras da chuva ácida.

-FUNÇÃO BASE

Hidróxidos são as substâncias que em solução aquosa se dissociam, produzindo o ânion hidroxila (OH^-) como único íon negativo. **PROPRIEDADES DAS BASES:** As bases possuem: condutibilidade elétrica, ação sobre indicadores e ação sobre ácidos.

Fórmulas	Nomes	Usos e aplicações
KOH	Hidróxido de potássio	Base forte conhecida comercialmente como potassa cáustica, material com características bastante semelhantes às da soda cáustica.
NH_4OH	Hidróxido de amônio	Base fraca conhecida comercialmente como amônia líquida ou simplesmente amônia; consiste na dissolução do gás amoníaco – NH_3 – em água.
$Ca(OH)_2$	Hidróxido de cálcio	Base forte conhecida como cal hidratada, cal apagada ou cal extinta; além da aplicação comentada em relação ao óxido de cálcio (vide principais óxidos), pode ser usada no tratamento de água e de efluentes; está presente nas tintas, argamassas e gesso.
$Zn(OH)_2$	Hidróxido de zinco	Base fraca de caráter anfótero, ou seja, pode reagir com ácidos assim como com outras bases; utilizado como absorvente em curativos cirúrgicos.
$Al(OH)_3$	Hidróxido de alumínio	Base fraca de caráter anfótero, ou seja, de maneira semelhante ao hidróxido de zinco pode reagir com ácidos e com bases; medicinalmente é usado como antiácido, pois é capaz de reagir com o ácido clorídrico estomacal e reduzir a acidez do órgão.

.Como identificar ácidos ou bases: utilizando <u>substâncias indicadoras</u> . São substâncias que mesmo em pequenas quantidades são capazes de mudar de coloração quando se altera a acidez ou a basicidade de um sistema químico. Servem de exemplos, o tornassol, a fenolftaleína e o repolho roxo.	Indicador	presença de ácido	presença de bases
	Fenolftaleína	Incolor	Vermelho
	Tornassol	Róseo	Azul
	Laranja de metila	Vermelho	Amarelo

-FUNÇÃO SAL

Os sais são compostos formados a partir de um cátion originário de uma base, com um ânion originário de um ácido. Ácidos e bases reagem com os ácidos produzindo sal e água. $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$. Os óxidos são compostos binários oxigenados, isto é, formado por dois elementos e um deles é o oxigênio. Dependendo do tipo de óxido, a sua reação com a água poderá dar formação a duas novas funções químicas inorgânicas, os ácidos e as bases.



PROPRIEDADES DOS SAIS: Os sais geralmente apresentam sabor salgado, são sólidos, pois são compostos iônicos, e são compostos de fundamental importância no nosso dia a dia.

Fórmulas	Nomes	Usos e aplicações
KNO_3	Nitrato de potássio	Sólido branco solúvel em água que entra na composição da pólvora comum; utilizado em fertilizantes.
KCl	Cloreto de potássio	Sólido branco solúvel em água que entra na composição de adubos servindo como fonte de potássio para as plantas.
NaClO	Hipoclorito de sódio	Sólido branco solúvel em água se consistindo na parte ativa da água sanitária; libera cloro com facilidade e disso decorre o seu poder bactericida e alvejante. As larvas do <i>Aedes aegypti</i> – não se desenvolvem quando a água contém esse sal.
$CuSO_4$	Sulfato de cobre II ou sulfato cúprico	Sólido azul solúvel em água empregado como fungicida em águas de piscina e na agricultura.
$NaHCO_3$	carbonato ácido de sódio	Sólido branco também conhecido como bicarbonato de sódio é usado na culinária e como antiácido para o combate da azia estomacal.

-FUNÇÃO ÓXIDO

É o conjunto de compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

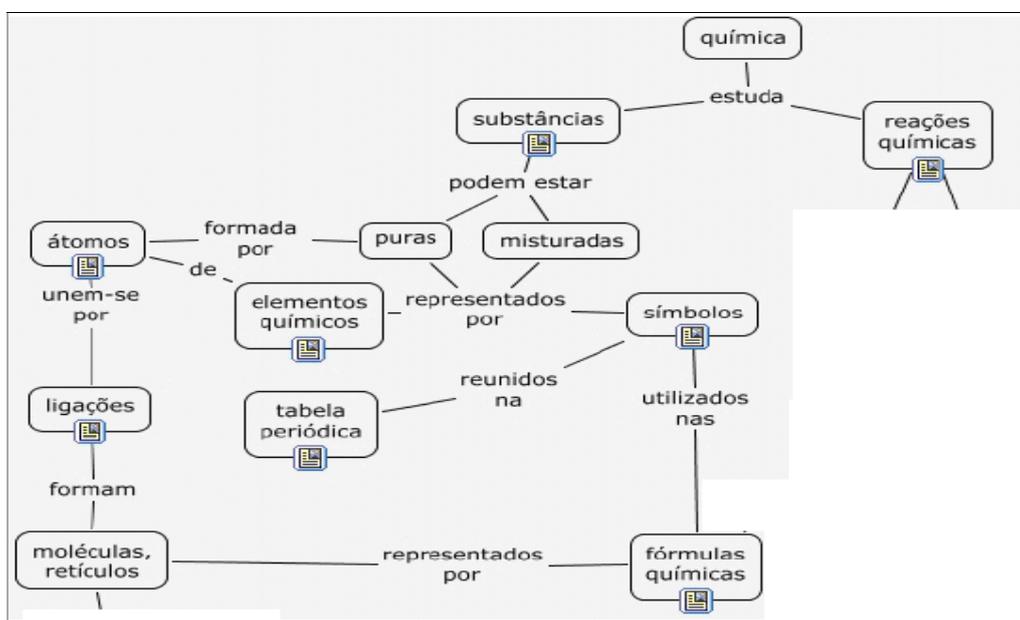
Os óxidos classificados como óxidos básicos são aqueles em que o metal ligado ao oxigênio podem ser, por exemplo, os metais alcalinos (grupo 1A) e os metais alcalinos terrosos (grupo 2A) e que pela adição de água produzem hidróxidos ou bases, umas mais solúveis e outras menos solúveis.

Podemos dividir os óxidos em dois grupos:

Os óxidos moleculares: O elemento ligado ao oxigênio é ametal. Exemplos: CO_2 ; SO_3 ; CO ; Cl_2O_7

Os óxidos iônicos: O elemento ligado ao oxigênio é um metal. Exemplos: Fe_2O_3 ; CaO ; Na_2O ; Al_2O_3

Fórmulas	Nomes	Usos e aplicações
H_2O_2	Peróxido de hidrogênio	Em solução, água oxigenada, material usado, principalmente nas asessias da pele onde serão realizados curativos.
FeO	Óxido de ferro II ou óxido ferroso	Óxido básico que se apresenta na forma de pó preto e que se oxida facilmente a óxido férrico.
Fe_2O_3	Óxido de ferro III ou óxido férrico	(ferrugem: metal ferro oxidado) Presente no mineral hematita, material de onde se extrai o ferro, importante metal usado nos processos aplicados à siderurgia e metalurgia.
ZnO	Óxido de zinco	Óxido anfótero conhecido como pó secante; utilizado como inibidor no crescimento de fungos em pintura e como pomada antisséptica medicinal.
Al_2O_3	Óxido de alumínio	Óxido anfótero presente no mineral conhecido como alumina, material de onde se extrai o alumínio, importante metal usado nos processos de fabricação de utensílios domésticos e latas de refrigerantes e cervejas.
Na_2O	Óxido de sódio	Óxido básico que em presença de água produz o hidróxido de sódio, largamente utilizado na produção de vidros e cerâmicas.
CaO	Óxido de cálcio	Óxido básico também conhecido como cal viva ou cal virgem que, em presença de água, produz o hidróxido de cálcio; largamente usado em pinturas de fachadas, em um processo denominado caiação, e na indústria da construção civil.



This document was created with Win2PDF available at <http://www.win2pdf.com>.
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.
This page will not be added after purchasing Win2PDF.