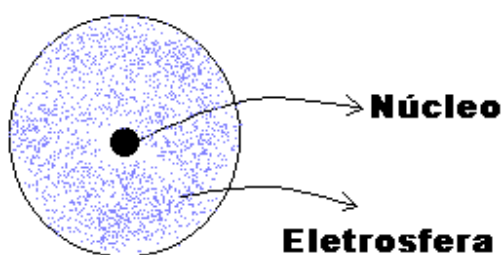


APOSTILA DE REVISÃO DE QUÍMICA

ÁTOMOS

Átomos são as menores unidades da matéria (sólida, líquida ou gasosa). Um átomo não pode ser visto a olho nu ou pesado em uma balança.

Pode-se dizer que o átomo está dividido em duas regiões bem diferentes: núcleo e eletrosfera.



No núcleo encontram-se as partículas menores chamadas prótons e nêutrons. Na eletrosfera encontram-se partículas também muito pequenas chamadas elétrons. Prótons, nêutrons e elétrons são também chamados partículas sub atômicas.

PROPRIEDADES DAS PARTÍCULAS SUB ATÔMICAS

Partícula	Carga elétrica	Massa (u)
Próton	Positiva (+)	1
Nêutron	Nula	1
Elétron	Negativa (-)	desprezível

NÚMERO ATÔMICO

A “identidade” de um átomo é dada pelo seu número de prótons (que pode também ser chamado de número atômico). Por exemplo: todos os átomos de carbono têm necessariamente o mesmo número de prótons no núcleo (seis), embora possam ter um número de nêutrons diferente. Logo, se estamos estudando um átomo que tenha cinco ou sete prótons, temos a certeza de que não se trata de um átomo de carbono. O conjunto de

átomos com o mesmo número atômico recebe o nome de ELEMENTO QUÍMICO. Assim concluímos que “carbono” é a denominação de um dos diversos elementos químicos existentes. Como exemplo podemos citar outros elementos químicos que você com certeza conhece: o ferro (com 26 prótons), o oxigênio (com 8 prótons), o alumínio (com 13 prótons)... entre outros.

O número atômico varia de 1 a 114. Destes 90 são encontrados na natureza e os outros são feitos artificialmente.

Cada elemento químico é representado por um símbolo (maneira abreviada de representar o nome) que consiste de 1 ou 2 letras. O símbolo do elemento químico sempre se inicia com uma letra maiúscula. Por exemplo:

TABELA 1: ELEMENTOS COMUNS

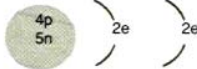
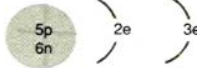
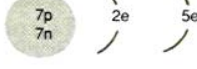
Nome	Símbolo	Nome	Símbolo
Alumínio	Al	Hélio	He
Argônio	Ar	Hidrogênio	H
Arsênico	As	Iodo	I
Bário	Ba	Lítio	Li
Berílio	Be	Magnésio	Mg
Boro	B	Manganês	Mn
Bromo	Br	Mercúrio	Hg
Cálcio	Ca	Neônio	Ne
Carbono	C	Níquel	Ni
Chumbo	Pb	Nitrogênio	N
Cloro	Cl	Ouro	Au
Cobalto	Co	Oxigênio	O
Cobre	Cu	Platina	Pt
Crômio	Cr	Plutônio	Pu
Enxofre	S	Potássio	K
Estanho	Sn	Prata	Ag
Estrôncio	Sr	Silício	Si
Ferro	Fe	Sódio	Na
Flúor	F	Urânio	U
Fósforo	P	Zinco	Zn

É importante lembrar que quando um átomo apresenta o **número de prótons** (cargas positivas) **igual ao número de elétrons** (cargas negativas), este átomo será um sistema eletricamente neutro (carga elétrica total igual a zero). Podemos dizer abreviadamente que o **átomo está neutro**.

NÍVEIS DE ENERGIA

Na forma mais fácil de representar um átomo, os elétrons estão distribuídos na eletrosfera em uma ou mais camadas. Cada camada tem uma quantidade diferente de energia, que podemos classificar como “nível de energia”. Os elétrons mais próximos do núcleo têm energia mais baixa. Cada nível de energia pode conter um número limitado de elétrons. Ex:

- nível 1: até 2 elétrons
- nível 2: até 8 elétrons
- nível 3: até 18 elétrons
- nível 4: até 32 elétrons

Número Atômico	Nome	Diagrama
4	berílio	
5	boro	
6	carbono	
7	nitrogênio	
8	oxigênio	
9	flúor	
10	neônio	

REGRA DO OCTETO

Como já vimos, cada átomo tem um número de elétrons diferente e estes e^- (elétrons) estão distribuídos em camadas na eletrosfera, região ao redor do núcleo. Segundo a **REGRA DO OCTETO**, para que o átomo esteja estável é necessário que ele possua 2 (no caso de elementos químicos como o hidrogênio, hélio ou lítio) ou mais frequentemente 8 e^- na camada mais externa ou última camada. Os gases nobres (representados na última coluna da tabela periódica)-neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio apresentam 8 e^- na sua última camada são estáveis (não reagem). Uma exceção dos gases nobres é o Hélio que possui 2 e^- na sua última camada e é estável.

Átomos que não possuem 8 e^- na sua última camada podem perder, ganhar ou compartilhar elétrons da sua camada mais externa (chamada também de “camada de valência”) com outros átomos de maneira a alcançar uma estrutura de maior estabilidade, ou seja, com 8 e^- nessa camada. Esse processo de rearranjo dos elétrons de valência (última camada) é responsável pela ocorrência de ligações químicas entre os átomos.

A partir desse ponto os átomos vão formar MOLÉCULAS. Uma molécula é uma combinação de dois ou mais átomos. Esses átomos podem ser de um só elemento químico, como no caso da molécula de oxigênio (O_2), na qual temos dois átomos do elemento químico oxigênio ligados, ou de diferentes elementos, como no caso da molécula de cloreto de hidrogênio (HCl), na qual temos um átomo do elemento hidrogênio (H) ligado a um átomo do elemento cloro (Cl). Um exemplo de molécula mais complicada é a da glicose, $C_6H_{12}O_6$, na qual temos ligados seis átomos do elemento carbono (C), doze átomos de hidrogênio (H), e seis átomos de oxigênio (O).

O que mantém os átomos unidos numa molécula? Os átomos são unidos através de ligações que podem ser classificadas em dois tipos principais: **iônicas e covalentes**.

Antes de passarmos para as ligações vamos fazer algumas observações:

- Uma fórmula representa os elementos presentes em uma substância, indicando uma molécula dessa substância. Assim, a fórmula NaCl indica que o composto (cloreto de sódio) consiste em um átomo de sódio (Na) e um átomo de cloro (Cl).
- Se existir mais de um átomo de um elemento presente no composto, são usados esses números subscritos (escritos abaixo) para indicar quantos átomos de cada elementos estão

presentes. No composto HNO_3 (ácido nítrico) existe um átomo de hidrogênio (H), um de nitrogênio (N) e três de oxigênio (O), todos eles ligados, constituindo uma molécula de HNO_3 .

- Para designar **mais de uma molécula** de uma substância, um número é colocado antes da fórmula da substância. Por exemplo, 2HNO_3 indica duas moléculas de HNO_3 .
- A fórmula O_2 indica uma molécula de oxigênio que consiste de dois átomos de oxigênio. A fórmula H_2 indica uma molécula de hidrogênio, a qual consiste em dois átomos de hidrogênio.

ESTRUTURA ELETRÔNICA DE PONTOS

Podemos utilizar uma representação abreviada da estrutura de um átomo. Nesse modelo nos preocupamos apenas com a última camada do átomo. Cada elétron é representado por um ponto. Por exemplo, o elemento sódio (símbolo Na, número atômico 11) tem o seu núcleo rodeado por onze elétrons, 2 no primeiro nível, 8 no segundo nível e 1 no terceiro e último nível. A estrutura de pontos nesse caso é **Na•** com o ponto representando o único elétron da última camada. Outro exemplo: Carbono de número atômico 6 tem 2 elétrons- na primeira camada e 4 e⁻ na última. Assim a representação de pontos para o carbono é:

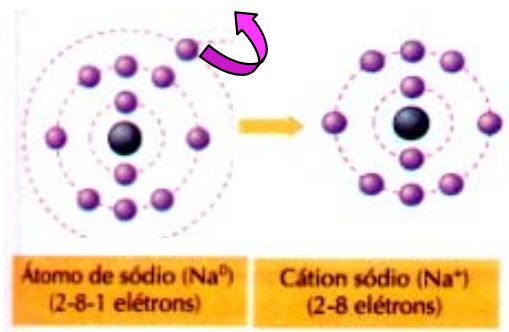


FORMAÇÃO DE ÍONS (CÁTIONS E ÂNIONS)

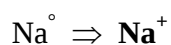
Segundo a regra do octeto, onde o elemento químico fica estável quando completa 8 elétrons na sua última camada, os átomos podem então ganhar, perder ou compartilhar seus elétrons para atingir essa estabilidade.

Sendo assim, de uma forma geral, um íon é formado quando um átomo ganha ou perde elétrons de sua última camada eletrônica. Logo, um íon é um sistema eletricamente carregado, e então vemos sinal negativo (-) ou positivo (+).

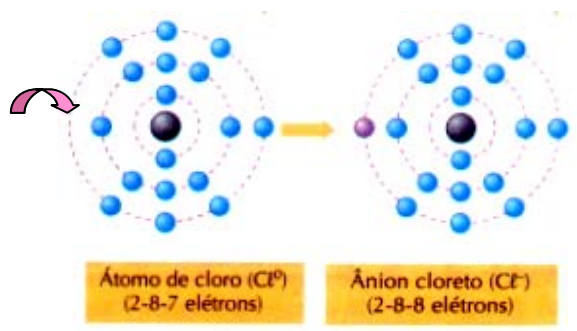
Quando um átomo perde um ou mais elétrons, forma-se o íon positivo, chamado de **CÁTION**. Vejamos o exemplo abaixo, com o átomo de sódio:



Podemos ainda representar o cátion da seguinte forma:

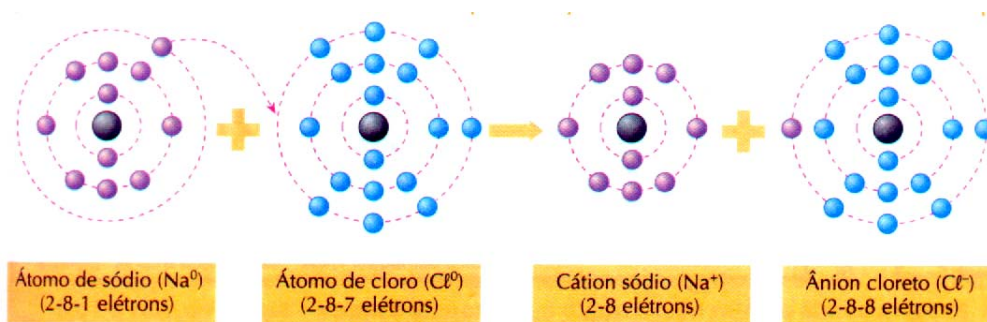


Seguindo o raciocínio, quando o átomo ganha elétrons forma-se o íon negativo, que chamamos de **ÂNION**:



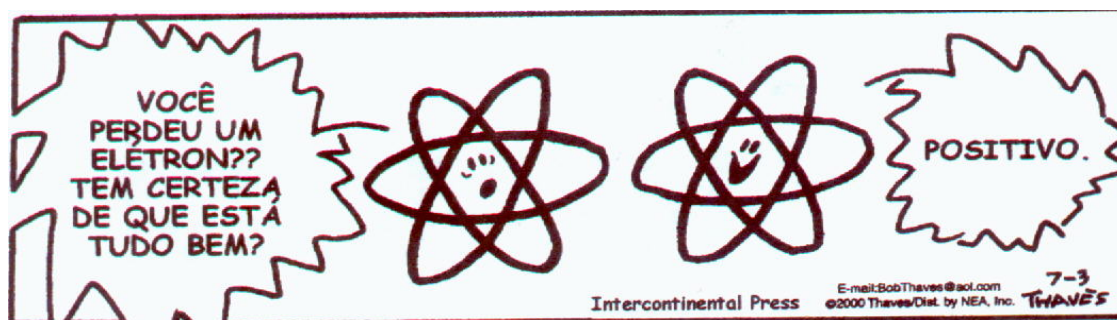
Ou ainda: $\text{Cl}^\circ \Rightarrow \text{Cl}^-$

Os átomos podem ainda se associar, doando ou recebendo elétrons uns aos outros, como pode ser visto no desenho abaixo:



Neste exemplo, no qual utilizamos o sódio e o cloro, o átomo de sódio doa 1 elétron ao átomo de cloro, transformando-se em cátion (Na^+), e por consequência o átomo de cloro recebe esse elétron, transformando-se em um ânion (Cl^-).

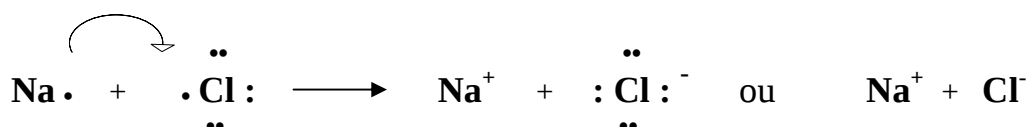
Os cátions e os ânions, por apresentarem cargas elétricas opostas, são atraídos entre si, e podem fazer ligações, chamadas ligações iônicas, que serão discutidas posteriormente.



LIGAÇÕES IÔNICAS

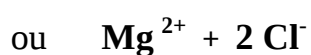
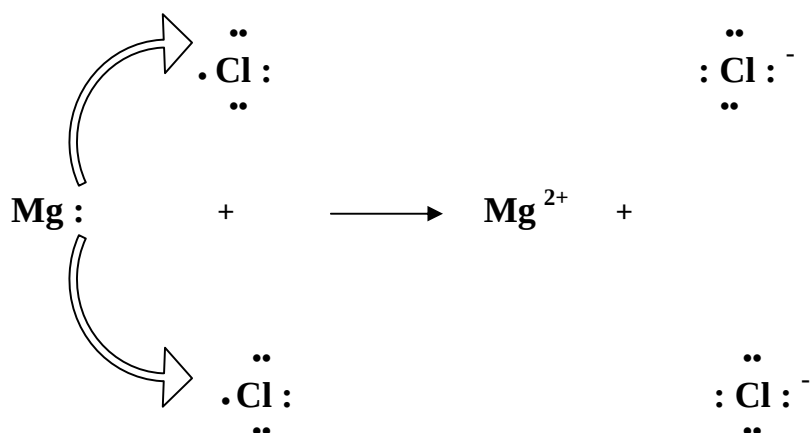
Quando um átomo de sódio (Na) se combina com um átomo de cloro (Cl) para formar uma molécula de cloreto de sódio (NaCl), o átomo de sódio perde um elétron formando um íon de sódio positivamente carregado (Na^+). Ao mesmo tempo, o átomo de cloro ganha o elétron perdido pelo sódio para formar um íon de cloro negativamente carregado (Cl^-).

A reação pode ser descrita da seguinte maneira:

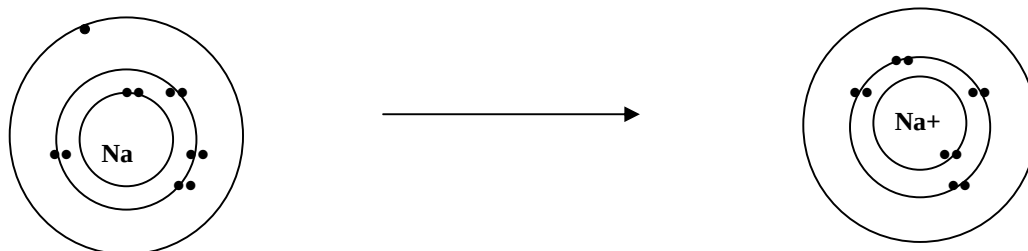


O íon de sódio carregado positivamente e o íon de cloro carregado negativamente se atraem mutuamente e são mantidos juntos em virtude de suas cargas (cargas opostas se atraem). Esse tipo de ligação é chamado de **ligação iônica**. Uma ligação iônica é resultado de uma **transferência** de um ou mais elétrons de um átomo para outro, com a consequente formação de íons que se atraem mutuamente.

Um outro exemplo ocorre entre um átomo de magnésio (Mg) e dois átomos de cloro (Cl):



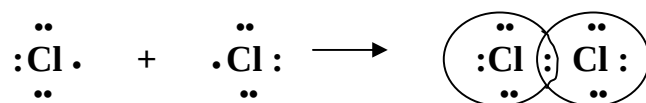
Esse tipo de ligação ocorre sempre entre átomos de metais e átomos de não-metaís (veja organização da tabela periódica) com transferência de elétrons do elemento que tem 1, 2 ou até 3 elétrons na última camada para o outro que tem número maior de elétrons, sempre com o objetivo de todos os átomos envolvidos ficarem com 8 elétrons na última camada e dessa forma se tornarem estáveis. Quando um átomo doa um ou mais elétrons da sua última camada, esta deixa de existir e a última camada passa a ser a anterior que possuía 8 elétrons e dessa forma este átomo se estabiliza como por ex. o íon Na^+ .



LIGAÇÕES COVALENTES

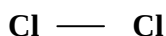
Além da ligação iônica existe uma outra maneira pela qual os átomos podem ser unidos: pelo compartilhamento de elétrons (ligações covalentes).

Na molécula de cloro, Cl_2 , cada um dos dois átomos de cloro tem sete elétrons na última camada. Neste caso, ambos os átomos compartilharão elétrons de maneira que cada um complete seu último nível com 8 elétrons.



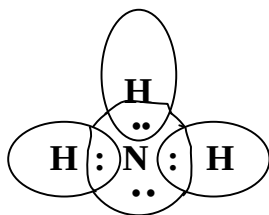
Nessa situação existe um par de elétrons que está sendo compartilhado entre os dois átomos de cloro. Este par de elétrons não pertence unicamente a nenhum dos dois átomos e sim está sendo utilizado igualmente pelos dois. A ligação que está unindo estes dois átomos se chama ligação covalente. Observe que nesse tipo de ligação não ocorre perda ou ganho de elétrons, de modo que nenhum íon é formado. Logo, na ligação covalente não vemos cargas elétricas formais. Esta é uma das diferenças fundamentais entre ligação iônica e covalente, quando ocorrem ligações iônicas os íons estão sempre presentes e em ligações covalentes nenhum íon está presente.

A ligação covalente entre dois átomos pode ser indicada por um traço entre os átomos:



Ligações covalentes também podem ser formadas entre átomos de elementos diferentes, sempre com a condição de cada átomo envolvido apresentar 8 elétrons ao seu redor, uma vez que a presença de 8 elétrons, como já dissemos, representa uma estrutura estável. Uma exceção é o hidrogênio que se estabiliza com 2 elétrons na sua única camada.

Podemos ver outro exemplo na estrutura do NH_3 (amônia), onde temos um átomo de nitrogênio que possui 5 elétrons na última camada e precisa ficar com 8 para se estabilizar e 3 átomos de hidrogênio que possuem, cada um, 1 elétron na última camada cada e se estabilizam com 2 elétrons. Se analisarmos podemos ver que cada hidrogênio está com 2 elétrons e o nitrogênio tem 8 elétrons.



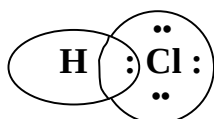
Para entendermos um pouco mais da ligação covalente precisamos conhecer o conceito de eletronegatividade:

ELETRONEGATIVIDADE → é a atração do átomo por elétrons. Todos os átomos atraem elétrons, no entanto com intensidades diferentes, quanto maior for a eletronegatividade de um átomo maior é a sua força de atração por elétrons; quanto menor a eletronegatividade, menor será a atração por elétrons. Temos abaixo o valor de eletronegatividade de alguns elementos apenas para termos uma referência para compreensão.

<u>Elementos</u>	<u>Eletronegatividade</u>
F	4.0
O	3.4
Cl	3.2
N	3,0
I	2,7
C, S	2.6
H	2.2
Ca	1.3
Na	0.9

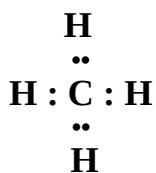
(Atkins, P – Princípios de Química)

Agora, considere a molécula de HCl. O cloro é mais eletronegativo do que o hidrogênio, de forma que atrai o par de elétrons compartilhado na ligação mais fortemente. Assim, o par de elétrons compartilhado ficará mais próximo do cloro do que do hidrogênio, mas continua a ser utilizado pelos dois átomos.



Dessa forma, o par de elétrons está deslocado na ligação acumulando-se ao redor do átomo mais eletronegativo e como os elétrons possuem carga negativa essa extremidade da molécula fica com uma carga parcial negativa e a outra extremidade (do hidrogênio) fica com uma carga parcial positiva. Note, entretanto, que **não** há formação de íons, apenas cargas parciais. Esse tipo de ligação é chamado ligação **covalente polar** e ocorre quando a ligação covalente está acontecendo entre átomos que apresentam eletronegatividades diferentes.

Quando a ligação ocorre entre átomos idênticos (Cl-Cl; O=O; C-C; etc) ou átomos de eletronegatividade igual ou muito semelhante (por ex.: C-H), são formadas ligações **covalentes apolares**, porque os átomos estão atraindo (puxando) os elétrons com a mesma intensidade, **não** havendo portanto a formação de extremidades com cargas parciais (pólos). Por exemplo, o CH₄ (metano).



TEORIA ÁCIDO-BASE

1- Teoria de Brönsted-Lowry

Os conceitos clássicos de ácido e base foram dados por Arrhenius, em 1884. Segundo ele, *ácidos* são substâncias capazes de liberar íons H⁺ quando em solução aquosa, e *bases* são substâncias capazes de liberar íons OH⁻, também em solução aquosa. Quando foram observadas determinadas reações em soluções não aquosas, os químicos sentiram uma

necessidade de ampliar os conceitos clássicos. Surgiram então novos conceitos, baseados nas estruturas moleculares e eletrônicas das substâncias.

Observando que todos os ácidos de Arrhenius continham hidrogênios ionizáveis, J. N. Brønsted e T. M. Lowry propuseram, independentemente que:

- *Ácido* - é toda espécie química capaz de ceder prótons (íons H^+).
- *Base* - é toda espécie química capaz de receber prótons (íons H^+).

Antes de prosseguir é importante lembrar que, quando o átomo de hidrogênio está no seu estado fundamental e neutro, ele é composto apenas por um próton no núcleo e um elétron na eletrosfera. Ao perder este elétron, ele adquire uma carga positiva (H^+), e, como resta somente um próton, esta espécie H^+ também pode receber a denominação de “próton”. Veja os seguintes exemplos:



Observando os exemplos acima concluímos que não se pode afirmar que uma substância é um ácido ou base. Ela será um ácido se conseguir transferir prótons, e será base se conseguir receber prótons. De acordo com esse conceito, a água (e muitas outras substâncias) poderá ser um ácido ou base, dependendo do outro reagente. Lembremos ainda que não é necessária a presença de água para que uma substância seja um ácido ou base.

2- Ácidos e bases conjugados

Seja um ácido HA que se dissocia: $HA \longrightarrow H^+ + A^-$. Essa reação libera o próton H^+ e o ânion A^- . Vamos supor que ocorra simultaneamente a reação inversa: $H^+ + A^- \longrightarrow HA$. Nesta reação inversa, o ânion A^- se associa com o próton. Logo, A^- é uma base, pois recebeu o próton. Dizemos então que A^- é a **base conjugada** do ácido HA. Na prática, todas as dissociações são reversíveis; logo todo ácido possui sua base conjugada. Da mesma forma, toda base possui seu **ácido conjugado**. Veja: $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$. O íon NH_4^+ é o ácido conjugado da base NH_3 .

Veja o caso particular de certas reações, como a que ocorre na amônia líquida - o NH_3 pode ser tanto ácido como base:



3- Força 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: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ O tamanho das setas indica o grau de deslocamento da reação.

Observe que a reação dentro do retângulo acima mostra uma flecha com duplo sentido: para a direita, na qual lemos $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ (e que chamaremos de reação direta) e para a esquerda, na qual lemos $\text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{HCl}$ (e que chamaremos de reação inversa ou reversa). Vemos que a reação direta tem alta intensidade e que a reação inversa tem baixa intensidade. É claro que se um ácido libera prótons facilmente (ácido forte), a reação inversa será mais difícil. O HCl em solução aquosa tem grande facilidade em liberar H^+ e Cl^- . A reação inversa, que envolve a associação desses dois íons, será difícil. Isto quer dizer que o HCl é um ácido forte e terá uma base conjugada bastante fraca (Cl^-). Portanto: " *Se um ácido é forte, sua base conjugada será fraca e vice-versa* ".

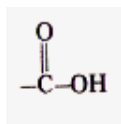
Existem dois fatores importantes que influenciam a força dos ácidos:

- Hidrogênio polarizado - Uma substância é realmente considerada um ácido quando apresentar pelo menos um hidrogênio apreciavelmente polarizado. Quanto mais polarizado ele for, mais atraído será pela base receptora de prótons.
- Tamanho do átomo ligado ao hidrogênio - Quanto maior o átomo maior será a distância de ligação e menor será a atração do hidrogênio polarizado. Teremos então um ácido mais forte, pois o próton poderá sair mais facilmente.

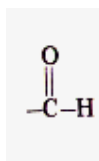
PRINCIPAIS FUNÇÕES ORGÂNICAS DAS BIOMOLÉCULAS

As moléculas chamadas de *orgânicas* são aquelas que contém o elemento carbono (C) e, usualmente, o hidrogênio também na sua composição. A maioria das biomoléculas (moléculas encontradas nos organismos vivos) é orgânica. Quando estudamos essas biomoléculas, encontramos nas suas fórmulas pequenos grupos de átomos com propriedades características. Esses grupos de átomos são chamados de funções orgânicas e, geralmente, estão ligados ao esqueleto carbônico da molécula ou fazem parte da cadeia carbônica. Observe abaixo algumas funções orgânicas comuns nas biomoléculas:

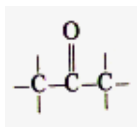
ÁCIDO CARBOXÍLICO



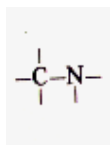
ALDEÍDO



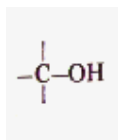
CETONA



AMINO



ÁLCOOL



Exercícios de Revisão de Química:

1. Indique o símbolo de cada um dos elementos químicos abaixo:

Hidrogênio:

Fósforo:

Oxigênio:

Cálcio:

Carbono:

Cloro:

Nitrogênio:

Ferro:

Sódio:

Enxofre:

Potássio:

2. Indique para cada símbolo abaixo, se ele representa um elemento químico, uma molécula, um cátion ou um ânion.

H₂O

Cl⁻

O₂

Fe⁺²

O

C₆H₁₂O₆ (glicose)

NaCl

C

Na⁺

3. Quais são as partículas que compõem um átomo? Qual é a carga elétrica de cada uma delas?

4. Complete:

a. Nas ligações covalentes, 2 átomos _____ um ou mais pares de elétrons.

b. Numa ligação iônica, um átomo _____ ou _____ um ou mais elétrons de outro átomo.

6. Esquematize a estrutura das seguintes funções orgânicas:

álcool

cetona

aldeído

ácido carboxílico

amino