



CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

Química

× ×
× ×

Ensino Médio
MÓDULO II

UNIDADE I

FUNÇÕES INORGÂNICAS

A Química Inorgânica é a ciência que estuda os elementos químicos e as substâncias da natureza, como os minérios, os metais, e mais precisamente os compostos que não possuem carbono coordenado em cadeias, investigando as suas estruturas, propriedades e a explicação do mecanismo de suas reações e transformações. O estudo de minerais fez com que a química Inorgânica ficasse conhecida por outra denominação: Química mineral

Os materiais inorgânicos compreendem cerca de 95% das substâncias existentes no planeta Terra.

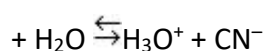
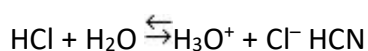
As chamadas "substâncias inorgânicas" que servem de foco de estudo para a química inorgânica, são divididos em 4 grupos denominados como "funções inorgânicas". São eles:

- Ácidos;
- Bases ou hidróxidos;
- Sais;
- Óxidos.

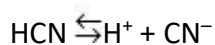
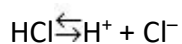
Nesta aula serão estudados apenas os ácidos e as bases.

ÁCIDOS**Definição Segundo Arrhenius**

Ácido é todo composto molecular que, em solução aquosa, se ioniza, produzindo exclusivamente como cátion o H_3O^+ (hidroxônio).



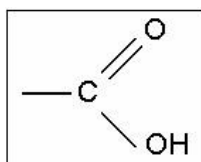
No entanto, o cátion Hidroxônio (H_3O^+) pode ser representado por H^+ :



Classificação dos Ácidos

1-Quanto à natureza do ácido

Orgânicos - são compostos que contêm em sua estrutura o grupamento carboxila, composto por um átomo de carbono ligado a um átomo de oxigênio por ligação dupla e a um grupo de hidroxila, por ligação simples:

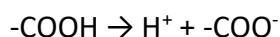


Carboxila

O grupo carboxila também pode ser representado apenas por:



O hidrogênio ligado ao átomo de oxigênio do grupo carboxila é considerado o hidrogênio ionizável do ácido, desta forma na sua ionização, teremos:



Entre os milhares de ácidos orgânicos conhecidos, alguns são de enorme importância para o homem, como por exemplo:

COOH à ácido fórmico (proveniente das formigas)

CH_3COOH à ácido acético (extraído no vinagre, *acetum* – azedo)

Inorgânicos ou minerais - são de origem mineral e dividem-se em hidrácidos e oxiácidos.

Ex.: HCl, HF, HCN, H₂SO₄, H₃PO₄, et

2-Quanto à presença de oxigênio na molécula

Hidrácidos – não possuem oxigênio

Exemplos: HCl, HCN, HF, HI, HBr, H₂S, etc.

Oxiácidos – possuem oxigênio

Exemplos: HNO₃, HClO₃, H₂SO₄, H₃PO₄, etc.

3-Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

Monoácidos (ou monopróticos) – apresentam um hidrogênio ionizável.

Exemplos: HCl, HBr, HNO₃, **H₃PO₂** (exceção).

Diácidos (ou dipróticos) – apresentam dois hidrogênios ionizáveis.

Exemplos: H₂S, H₂SO₄, **H₃PO₃** (exceção).

Triácidos – apresentam três hidrogênios ionizáveis.

Exemplos: H₃PO₄, H₃BO₃.

Tetrácidos – apresentam quatro hidrogênios ionizáveis.

Exemplos: H₄SiO₄, H₄P₂O₇.

4-Quanto ao número de elementos químicos Binário

– dois elementos químicos diferentes.

Exemplos: HCl, H₂S, HBr.

Ternário – três elementos químicos diferentes.

Exemplos: HCN, HNO₃, H₂SO₄

Quaternário – quatro elementos químicos diferentes.

Exemplos: HCNO, HSCN

5-Quanto à volatilidade (ponto de ebulição)

Observação: Por que se deixarmos um recipiente aberto contendo éter, em pouco tempo, observa-se que o éter desaparecerá.

O éter é um líquido que possui baixo ponto de ebulição e evapora com facilidade à temperatura ambiente. Dizemos neste caso que o éter é uma substância **volátil**.

Outro exemplo comum ocorre com o vinagre, o qual possui um odor bastante pronunciado devido à volatilidade do ácido acético, seu principal constituinte.

Ácidos voláteis - ácidos com baixo ponto de ebulição (PE).

Ex.: todos os hidróxidos (HCl, HF, HI, HBr, HCN, H₂S), HNO₃, HCOOH e CH₃COOH.

Ácidos fixos - ácidos com elevado ponto de ebulição (PE).

Ex.: H₂SO₄ (PE = 340°C), H₃PO₄ (PE = 213°C) e H₃BO₃ (PE = 185°C).

6) Nomenclatura

O nome de um ácido é feito basicamente da seguinte forma: 1º)

a palavra ácido;

2º) nome do elemento;

3º) terminação ídrico, ico ou oso

Hidrácidos (H_xE)

ácido	<u>nome de E</u>	ídrico
-------	------------------	--------

Exemplos

HCl → ácido clorídrico

HBr → ácido bromídrico

HCN → ácido cianídrico

H₂S → ácido sulfídrico

HI → ácido iodídrico

Oxiácidos ($H_xE_zO_y$)

Neste caso, como o mesmo elemento pode formar vários oxiácidos, estabelecemos um oxiácido padrão a partir do qual daremos nomes aos demais.

- Oxiácido padrão

ácido nome de E

ico

Tabela dos Principais Ácidos-Padrão		
Elementos	Exemplo	Nome
Cl, Br, I	HClO ₃	Ácido clórico
S, Se, Te	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
P, As, Sb	H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico
Si, Ge	H ₄ SiO ₄	Ácido silícico
B	H ₃ BO ₃	Ácido bórico
C	H ₂ CO ₃	Ácido carbônico
N	HNO ₃	Ácido nítrico

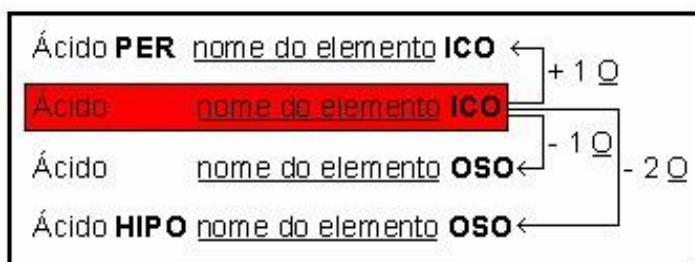
Regra geral para elementos que formam 2 ou mais oxiácidos:

Padrão			
Per ... ico	$\xleftarrow{+O}$... ico	$\xrightarrow{-O}$... oso	$\xrightarrow{-O}$ Hipo ... oso
HClO ₄ Ác. perclórico	HClO ₃ Ác. clórico	HClO ₂ Ác. cloroso	HClO Ác. hipocloroso
	H ₂ SO ₄ Ác. sulfúrico	H ₂ SO ₃ Ác. sulfuroso	
	H ₃ PO ₄ Ác. fosfórico	H ₃ PO ₃ Ác. fosforoso	H ₃ PO ₂ Ác. hipofosforoso

Como vemos na tabela acima, todo oxiácido padrão tem terminação **ico**. Se tivermos um ácido com:

- a) um oxigênio a mais que o padrão, acrescenta o prefixo **per**;
- b) um oxigênio a menos que o padrão, a terminação muda para **oso**;
- c) dois oxigênios a menos que o padrão, a terminação continua **oso** e acrescenta o prefixo **hipo**.

Resumindo temos:

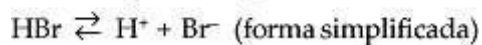
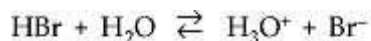


Ionização dos Ácidos

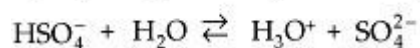
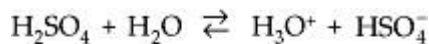
A ionização de um ácido, como já vimos anteriormente, na própria definição de ácido de Arrhenius, é a reação do ácido com a molécula de água, produzindo o cátion H₃O⁺.

Se um ácido possui dois ou mais hidrogênios ionizáveis (poliácido), a ionização ocorre em etapas. **Exemplos**

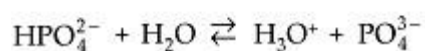
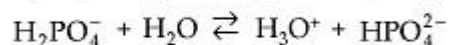
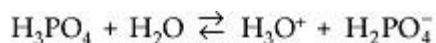
a)



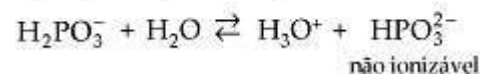
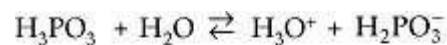
b)



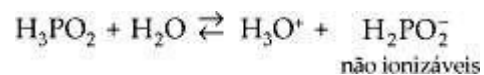
c)



d)



e)



Nomenclatura dos Ânions

Podemos considerar que os ânions são provenientes dos ácidos.

Assim, temos:

Ácido	Ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

HF = ácido fluor**ídrico** → F⁻ = fluore**to**HCl = ácido clor**ídrico** → Cl⁻ = ânion clore**to**HBr = ácido brom**ídrico** → Br⁻ = ânion bromet**o**HI = ácido iod**ídrico** → I⁻ = ânion iodet**o**

HCN = ácido cianídrico $\rightarrow \text{CN}^-$ = ânion cianeto

HNO_3 = ácido nítrico $\rightarrow \text{NO}_3^-$ = ânion nitrato

HNO_2 = ácido nitroso $\rightarrow \text{NO}_2^-$ = ânion nitrito

HClO_3 = ácido clórico $\rightarrow \text{ClO}_3^-$ = ânion clorato

HClO_4 = ácido perclórico $\rightarrow \text{ClO}_4^-$ = ânion perclorato

HClO_2 = ácido cloroso $\rightarrow \text{ClO}_2^-$ = ânion clorito

HClO = ácido hipocloroso $\rightarrow \text{ClO}^-$ = ânion hipoclorito

CH_3COOH = ácido acético $\rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-$ = ânion acetato

BASES

Os antigos dividiam as substâncias em dois grandes grupos: as que se assemelhavam ao vinagre, denominadas ácidos, e as semelhantes às cinzas de plantas, chamadas álcalis. Os álcalis eram substâncias detergentes ou, segundo o farmacêutico e químico francês *Guillaume François Rouelle*, **bases**.

Existem muitas bases fracas e inofensivas no nosso cotidiano, dentre as muitas podemos citar o sabonete que faz muita espuma e desliza facilmente pela pele, pois, transforma alguns tipos de óleos de nossa pele em substâncias parecidas com as usadas para fazer sabão até compostos utilizados como medicamentos, como o hidróxido de magnésio e o hidróxido de alumínio. Por outro lado, existem também bases fortes e corrosivas tanto quanto os ácidos, como por exemplo: hidróxido de sódio utilizado em produtos para desentupir encanamentos, hidróxido de amônio componente de produtos de limpeza, etc.

Podemos listar aqui algumas das propriedades funcionais das bases, como:

\rightarrow Possuem sabor amargo ou cáustico (adstringente – que “amarra” a boca);

→ Modificam a cor dos indicadores ácido-base;

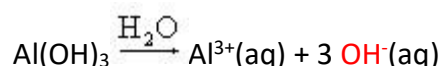
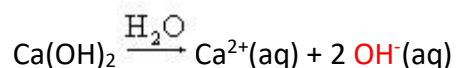
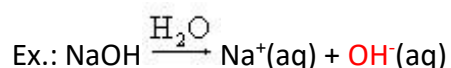
→ Conduzem a corrente elétrica quando fundidos ou em solução aquosa;

→ Reage com ácidos produzindo sal e água;

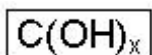
Na maioria das vezes são corrosivos e reagem com metais.

CONCEITO DE BASE SEGUNDO ARRHENIUS

BASES → substâncias iônicas que em presença de água, sofrem dissociação iônica, originando apenas o ânion OH⁻ (hidroxila).



Como podemos observar, a principal característica das bases é a presença do íon OH⁻ (hidroxila) ligado ao cátion que é um metal, sendo sua fórmula representada por:



CLASSIFICAÇÃO DAS BASES

□ Quanto ao número de hidroxilas na fórmula da base

□ **Monobase** → uma hidroxila na fórmula da base.

Ex.: NaOH, KOH, AgOH, etc.

☐ **Dibase** → duas hidroxilas na fórmula da base.

Ex.: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, etc.

☐ **Tribase** → três hidroxilas na fórmula da base.

Ex.: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, etc.

☐ **Tetrabase** → quatro hidroxilas na fórmula da base.

Ex.: $\text{Mn}(\text{OH})_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, etc.

☐ **Quanto a solubilidade das bases em água**

☐ **Totalmente solúveis** → bases de metais alcalinos (1A) e o hidróxido de amônio (NH_4OH).

☐ **Parcialmente solúveis** → bases de metais alcalinos terrosos (2A).

☐ **Praticamente insolúveis** → bases dos demais metais.

Exceção: O $\text{Be}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (bases da família 2A) são praticamente insolúveis.

NOMENCLATURA DAS BASES

☐ Para cátions que formam uma única base:

Hidróxido de + nome do cátion

Os cátions que formam uma única base são: metais da família 1A e 2A, Ag^+ , Zn^{2+} , Al^{3+} e NH_4^+ (amônio).

Exemplos:

NaOH → hidróxido de sódio

$\text{AgOH} \rightarrow$ hidróxido de prata

$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ hidróxido de cálcio

$\text{Zn(OH)}_2 \rightarrow$ hidróxido de zinco

$\text{Al(OH)}_3 \rightarrow$ hidróxido de alumínio

$\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ hidróxido de amônio

Para montar a fórmula da base a partir dos nomes, é necessário sabermos que na formulação das base C (OH)_x , o número de hidroxilas da base (X) dependerá da carga do cátion (C). Desta forma, teremos: cátions com carga +1 a 1 OH na fórmula; cátions com carga +2 a 2 OH na fórmula e cátions com carga +3 a 3 OH na fórmula.

Exemplos:

Hidróxido de potássio $\rightarrow \text{K}^+ = \text{KOH}$

Hidróxido de magnésio $\rightarrow \text{Mg}^{2+} = \text{Mg(OH)}_2$

Hidróxido de alumínio $\rightarrow \text{Al}^{3+} = \text{Al(OH)}_3$

Hidróxido de amônio $\rightarrow \text{NH}_4^+ = \text{NH}_4\text{OH}$

Hidróxido de zinco $\rightarrow \text{Zn}^{2+} = \text{Zn(OH)}_2$

Hidróxido de prata $\rightarrow \text{Ag}^+ = \text{AgOH}$

Para cátions que formam mais de uma base:

Hidróxido de + nome do cátion + carga do cátion

ou ainda:

Hidróxido de + nome do cátion + ICO (carga maior)
OSO (carga menor)

Os cátions, mais importantes, que formam duas bases são:

Ouro (Au^{1+} e Au^{3+})

Cobre (Cu^{1+} e Cu^{2+})

Ferro (Fe^{2+} e Fe^{3+})

Chumbo (Pb^{2+} e Pb^{4+})

Na tabela a seguir temos os principais cátions com suas respectivas valências:

	Mono- valentes	Bi- valentes	Tri- valentes	Tetra- valentes
↑ Possuem uma só valência ↓	H^+	Be^{2+}	B^{3+}	
	NH_4^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	
	Li^+	Ca^{2+}	Bi^{3+}	
	Na^+	Sr^{2+}	Cr^{3+}	
	K^+	Ba^{2+}		
	Rb^+	Ra^{2+}		
	Cs^+	Zn^{2+}		
	Ag^+	Cd^{2+}		
	H_3O^+			
	Fr^+			
↑ Têm duas valências principais ↓	Cu^+	• Cu^{2+}		
	Hg_2^{2+}	• Hg^{2+}		
	Au^+		• Au^{3+}	
		Fe^{2+}	• Fe^{3+}	
		• Co^{2+}	• Co^{3+}	
		• Ni^{2+}	• Ni^{3+}	
		Sn^{2+}		Sn^{4+}
		• Pb^{2+}		Pb^{4+}
		• Mn^{2+}		Mn^{4+}
		Pt^{2+}		Pt^{4+}
			As^{3+}	
			Sb^{3+}	

Exemplos:

$\text{AuOH} \rightarrow$ hidróxido de ouro-I ou auroso

$\text{Au(OH)}_3 \rightarrow$ hidróxido de ouro-III ou áurico

$\text{CuOH} \rightarrow$ hidróxido de cobre-I ou cuproso

$\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow$ hidróxido de cobre-II ou cúprico

$\text{Fe(OH)}_2 \rightarrow$ hidróxido de ferro-II ou ferroso

$\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow$ hidróxido de ferro-III ou férrico

$\text{Pb(OH)}_2 \rightarrow$ hidróxido de chumbo-II ou plumboso

$\text{Pb(OH)}_4 \rightarrow$ hidróxido de chumbo-IV ou plúmbico

ÓXIDOS

DEFINIÇÃO E FORMULAÇÃO DOS ÓXIDOS

De acordo com tal definição, os óxidos são formulados da seguinte forma:



Onde: E à representa o elemento ligado ao oxigênio que pode ser um metal ou um ametal;

O à representa o elemento oxigênio com carga – 2;

X à indica o número de átomos do elemento ligado ao oxigênio;

Y à indica o número de átomos de oxigênio da fórmula do óxido.

NOMENCLATURA

1º) Para óxidos do tipo: E_xO_y , onde o elemento E é um ametal.

Prefixo que indica a quantidade de oxigênio (Y)	Óxido de	Prefixo que indica a quantidade do outro elemento (X)	Nome do elemento
Mono, di, tri, tetra, penta, etc.		Di, tri, tetra	

Exemplos:

$CO \rightarrow$ **monóxido** de carbono

$CO_2 \rightarrow$ **dióxido** de carbono

$NO_2 \rightarrow$ **dióxido** de nitrogênio

$N_2O \rightarrow$ **monóxido** de **dinitrogênio**

$N_2O_3 \rightarrow$ **trióxido** de **dinitrogênio**

2º) Para óxidos do tipo: E_xO_y , onde o elemento E é um metal com a carga fixa.

Óxido de + nome do metal

Metais com carga fixa:

\rightarrow Metais alcalinos (1A) e Ag = +1

\rightarrow Metais alcalinos terrosos (2A) e Zn = +2

\rightarrow Alumínio = +3 **Exemplo:**

$Na_2O \rightarrow$ óxido de sódio

$CaO \rightarrow$ óxido de cálcio

$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ óxido de alumínio

$\text{K}_2\text{O} \rightarrow$ óxido de potássio

$\text{MgO} \rightarrow$ óxido de magnésio

Para montar a fórmula do óxido a partir do nome, é só lembrar a carga do metal, a carga do oxigênio -2 e fazer com que a soma das cargas se anule.

Exemplos:

Óxido de lítio $\rightarrow \text{Li}^{1+}\text{O}^{2-}$ invertendo as cargas: Li_2O

Óxido de bário $\rightarrow \text{Ba}^{2+}\text{O}^{2-}$, como a soma das cargas é nula, então temos: BaO

Óxido de alumínio $\rightarrow \text{Al}^{3+}\text{O}^{2-}$, invertendo as cargas: Al_2O_3

Óxido de zinco $\rightarrow \text{Zn}^{2+}\text{O}^{2-}$, como a soma das cargas é nula, então temos: ZnO

Óxido de prata $\rightarrow \text{Ag}^{1+}\text{O}^{2-}$, invertendo as cargas: Ag_2O

3º) Para óxidos do tipo: E_xO_y , onde o elemento E é um metal com a carga variável.

Óxido de + nome do metal + carga do metal

ou ainda:

**Óxido de + nome do metal + ICO (carga maior)
OSO (carga menor)**

Metais com carga variável:

\rightarrow Ouro (Au^{1+} e Au^{3+})

\rightarrow Cobre (Cu^{1+} e Cu^{2+})

→ Ferro (Fe^{2+} e Fe^{3+}) →

Chumbo (Pb^{2+} e Pb^{4+})

Exemplos:

$\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow$ óxido de ouro-III ou aúrico

$\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow$ óxido de cobre-I ou cuproso

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ óxido de ferro-III ou férrico

$\text{PbO}_2 \rightarrow$ óxido de chumbo-IV ou plúmbico

CLASSIFICAÇÃO DOS ÓXIDOS

ÓXIDOS ÁCIDOS OU ANIDRIDOS

São óxidos moleculares que reagem com a água, produzindo um ácido, ou reagem com uma base, produzindo sal e água.

Os óxidos ácidos, como são obtidos a partir dos ácidos, pela retirada de água, são denominados de anidridos de ácidos. **Exemplos:**

$\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3$ (anidrido sulfúrico)

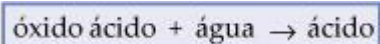
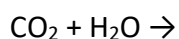
$\text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_2$ (anidrido sulfuroso)

$\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2$ (anidrido carbônico)

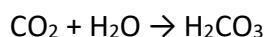
$\text{HNO}_3 + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6 - \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{O}_5$ (anidrido nítrico)

$\text{HNO}_2 + \text{HNO}_2 = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{O}_3$ (anidrido nitroso)

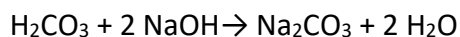
$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8 - 3 \text{H}_2\text{O} = \text{P}_2\text{O}_5$ (anidrido fosfórico)

REAÇÕES**Exemplo:**

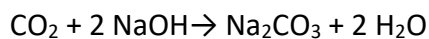
1º) Equacionar a reação do óxido com água:



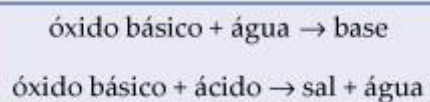
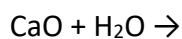
2º) Equacionar a reação do ácido produzido na reação anterior com a base:

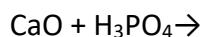


Somando as duas equações ficamos com:

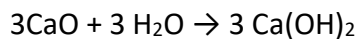
**ÓXIDOS BÁSICOS**

São óxidos iônicos de metais alcalinos e metais alcalinos terrosos, que reagem com água, produzindo uma base, ou reagem com um ácido, produzindo sal e água.

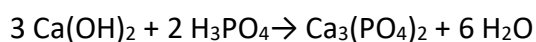
**Exemplo:**



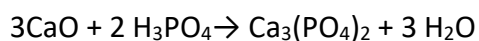
1º) Equacionar a reação do óxido com água:



2º) Equacionar a reação da base produzida na reação anterior com o ácido:



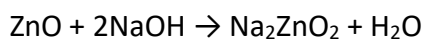
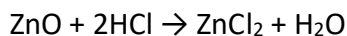
Somando as duas equações ficamos com:



ÓXIDOS ANFÓTEROS

São óxidos que podem se comportar ora como óxido básico, ora como óxido ácido.

Exemplos: ZnO, Al₂O₃, SnO, SnO₂, PbO e PbO₂.



zincato de sódio

ÓXIDOS NEUTROS OU INDIFERENTES

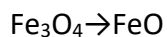
São óxidos que não reagem com água, base ou ácido.

São basicamente três óxidos: CO, NO, N₂O.

ÓXIDOS DUPLOS OU MISTOS

Óxidos que se comportam como se fossem formados por dois outros óxidos, do mesmo elemento químico.

Exemplos:



PERÓXIDOS

Os peróxidos são formados pelos elementos hidrogênio, metais alcalinos e alcalino-terrosos, sendo apenas o H_2O_2 molecular e os demais iônicos.

Observação: os metais alcalinos e alcalino-terrosos formam com o ânion O^{2-} óxidos básicos e com o ânion $(\text{O}_2)^{2-}$ peróxidos.

Exemplos

$\text{Na}_2\text{O} \rightarrow$ óxido básico

$\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow$ peróxido

$\text{CaO} \rightarrow$ óxido básico

$\text{CaO}_2 \rightarrow$ peróxido

A nomenclatura de um peróxido é semelhante à dos óxidos, bastando substituir a palavra óxido por peróxido:

$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ peróxido de hidrogênio (água oxigenada)

$\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow$ peróxido de sódio

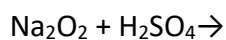
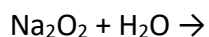
$\text{CaO}_2 \rightarrow$ peróxido de cálcio

Os peróxidos que reagem com:

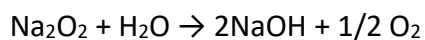
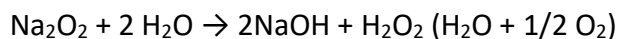
– água, produzindo base e peróxido de hidrogênio; –

ácido, produzindo sal e peróxido de hidrogênio.

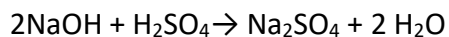
Exemplo:



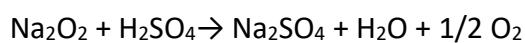
1º) Equacionar a reação do peróxido com água:



2º) Equacionar a reação da base produzida na reação anterior com o ácido:



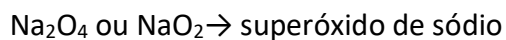
Somando as duas equações ficamos com:



SUPERÓXIDOS

Os superóxidos são óxidos iônicos que possuem valência $-1/2$. São formados pelos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

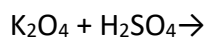
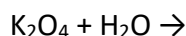
A nomenclatura de um superóxido é semelhante à dos óxidos, bastando substituir a palavra óxido por superóxido:



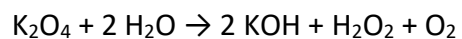
Os superóxidos que reagem com:

– água, produzindo base, peróxido de hidrogênio e oxigênio; –
ácido, produzindo sal, peróxido de hidrogênio e oxigênio.

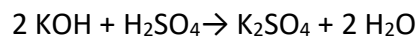
Exemplo:



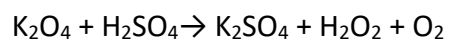
1º) Equacionar a reação do peróxido com água:



2º) Equacionar a reação da base produzida na reação anterior com o ácido:



Somando as duas equações ficamos com:



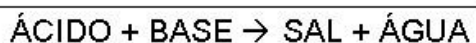
UNIDADE II

SAIS

A importância histórica do sal comum como conservante de alimentos e como moeda permaneceu em várias expressões de linguagem. A palavra salário, derivada do latim, representava originalmente a porção de sal que os soldados da antiguidade romana recebiam como pagamento por seus serviços.

Na linguagem vulgar, o termo sal designa estritamente o cloreto de sódio (NaCl), utilizado na alimentação. Em química, porém, tem um sentido muito mais amplo e se aplica a uma série de compostos com características bem definidas, que têm em comum o fato de se formarem pela reação de um ácido com uma base, através de uma reação denominada **neutralização**.

Generalizando a **reação de neutralização**, ficamos com:



CONCEITO DE SAL

□ **CONCEITO TEÓRICO SEGUNDO ARRHENIUS**

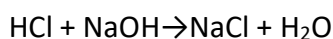
Sal é todo composto iônico que possui, pelo menos, um cátion diferente do H^+ e um ânion diferente do OH^- .

Exemplo: NaC ou Na^+C^-

□ **CONCEITO PRÁTICO**

Sal é todo composto formado juntamente com a água a partir da reação entre um ácido e uma base de Arrhenius.

Exemplo:



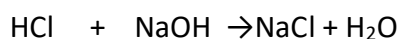
Ácido Base Sal Água

NOMENCLATURA DOS SAIS

A nomenclatura dos sais é obtida a partir da troca do sufixo do ácido mais o nome do cátion proveniente da base.

Sufixo do ácido	Sufixo do ânion
ÍDRICO	ETO
OSO	ITO
ICO	ATO

Exemplo:



Ácido clor**ídrico** hidróxido de sódio clo**reto** de sódio água

FORMULAÇÃO DO SAL A PARTIR DE SEU NOME

Para se determinar a fórmula do sal a partir do seu nome, segue-se os seguintes passos:

Exemplos

a) *Sulfato de ferro-III*

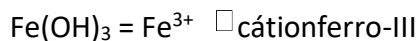
1º Passo: determinar a fórmula do ácido e da base que originaram o sal.

Ânion sulf**ato** □ ác. sulfú**rico** = H_2SO_4

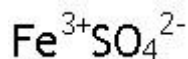
Cátion ferro-III □ hidróxido de ferro-III = $\text{Fe}(\text{OH})_3$

2º Passo: a partir das fórmulas do ácido e da base, determina-se a carga do cátion base e do ânion do ácido.

$\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_4^{2-}$ □ ânionsulf**ato**



3º Passo: juntar o cátion da base com o ânion do ácido.

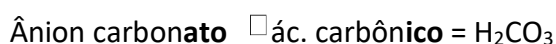


4º Passo: inverter as cargas dos íons para que a soma das cargas se anule.

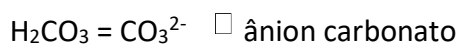


b) Carbonato de sódio

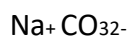
1º Passo: determinar a fórmula do ácido e da base que originaram o sal.



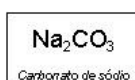
2º Passo: a partir das fórmulas do ácido e da base, determina-se a carga do cátion base e do ânion do ácido.



3º Passo: juntar o cátion da base com o ânion do ácido.



4º Passo: inverter as cargas dos íons para que a soma das cargas se anule.



c) Bissulfito de potássio ou hidrogeno sulfito de potássio

1º Passo: determinar a fórmula do ácido e da base que originaram o sal.

Ânion hidrogeno sulfito ou bissulfito \square ác. sulfuroso = H_2SO_3

Cátion potássio \square hidróxido de potássio = KOH

2º Passo: a partir das fórmulas do ácido e da base, determina-se a carga do cátion base e do ânion do ácido.

$\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{HSO}_3^-$ \square ânion hidrogeno sulfito ou bissulfito

$\text{KOH} = \text{K}^+$ \square cátion potássio

3º Passo: juntar o cátion da base com o ânion do ácido.

$\text{K}^+ \text{HSO}_3^-$

4º Passo: como a soma das cargas se anulou, não é necessário inverter as cargas.



d) *Hidróxi cloreto de cobre-II*

1º Passo: determinar a fórmula do ácido e da base que originaram o sal.

Ânion cloreto \square ác. clorídrico = HCl

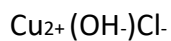
Cátion cobre-II \square hidróxido de cobre-II = $\text{Cu}(\text{OH})_2$

2º Passo: a partir das fórmulas do ácido e da base, determina-se a carga do cátion base e do ânion do ácido.

$\text{HCl} = \text{Cl}^-$ \square ânion cloreto

$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+}$ \square cátion cobre-II

3º Passo: juntar o cátion da base com o ânion do ácido, não se esquecendo de colocar um ânion hidróxido na fórmula (OH^-).



4º Passo: como a soma das cargas se anulou, não é necessário inverter as cargas.



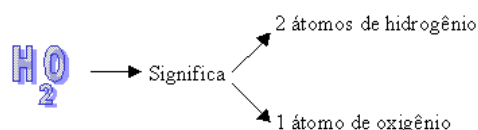
UNIDADE III

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

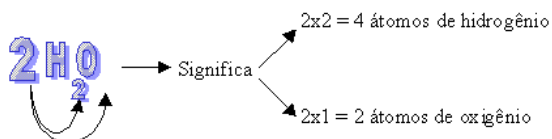
Uma equação química deve ser balanceada de acordo com a **Lei da Conservação de Massas**. A Lei afirma que **a matéria não pode ser criada nem destruída** durante a transformação química que ocorre em uma reação química.

Em uma equação química balanceada, o número de átomos de cada elemento nos reagentes é igual ao número de átomos de cada elemento dos produtos, uma vez que os átomos não são criados nem destruídos.

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!

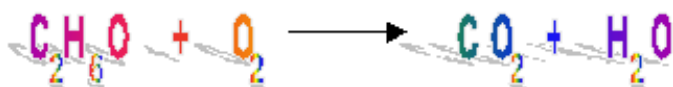
Os coeficientes usados no balanceamento de uma equação química devem ser sempre os menores números inteiros possíveis, pois não dá para imaginar

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.

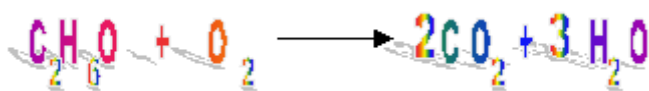
Exemplo 1: A queima do álcool é descrita pela seguinte equação química. Vamos começar o balanceamento?



Como escolhemos os coeficientes?

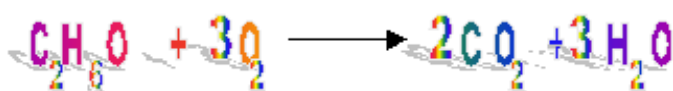
Devemos começar o acerto pelo elemento que apareça uma só vez de cada lado da equação (nesse caso temos o carbono e o hidrogênio). Portanto, devemos multiplicar o carbono por 2 e o hidrogênio por 3 (ambos do lado direito) para ficarmos com 2 átomos de carbono e 6 átomos de hidrogênio de cada lado da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

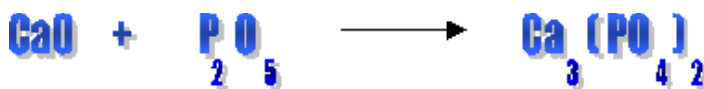
Basta multiplicar o oxigênio por três!!



Temos assim a equação balanceada.

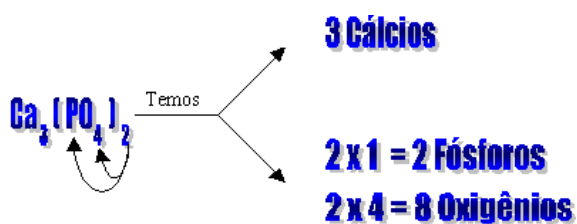
Viu como é fácil? Vamos exercitar mais um pouquinho.

Exemplo 2:



Você deve estar se perguntando: o que significa esse número fora dos parênteses?

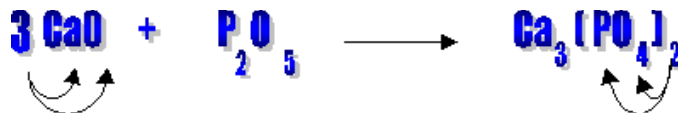
Nesse caso, os elementos entre os parênteses são multiplicados pelo número 2. Quer ver como é fácil?



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

3 cálcios

3 oxigênios + 5 oxigênios = 8 oxigênios

2 fósforos

Lado esquerdo

3 cálcios

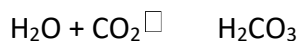
8 oxigênios

2 fósforos

Chuva Ácida

A formação de chuvas ácidas trata-se de um fenômeno (e um problema) moderno, originado a partir do grande desenvolvimento de centros urbanos altamente industrializados. Com a liberação de poluentes à atmosfera pelas diversas fontes de poluentes gasosos (indústrias, veículos e usinas energéticas), há a combinação destes poluentes com o vapor de água existente na atmosfera. Esta combinação entre água e poluentes (como o dióxido de enxofre e o óxido de nitrogênio) vai sendo acumulada em nuvens, ocorrendo assim sua condensação, basicamente da mesma forma como são originadas as chuvas comuns. Através da eletricidade gerada do choque entre nuvens, os elementos poluentes entram em reação química, formando compostos ácidos, que mais tarde serão precipitados.

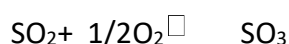
Na natureza, a água reage com certos óxidos formando ácidos. É o caso da reação da água com o dióxido de carbono, ou gás carbônico (CO₂), formando o ácido carbônico:



Esse ácido é útil ao ecossistema, pois participa do processo químico de formação dos solos argilosos. É o ácido carbônico que reage com o feldspato, formando a argila. É interessante lembrar ainda que o ácido carbônico é um composto instável, desdobrando-se facilmente na natureza novamente em água e dióxido de carbono.

Alguns ácidos, no entanto, são muito agressivos aos ecossistemas, sendo considerados poluentes altamente nocivos. São ácidos formados pela reação da água com óxidos liberados pelas indústrias e veículos automotivos, principalmente.

Um exemplo é o dióxido de enxofre (SO_2), que reage com o oxigênio do ar, dando SO_3 , que em seguida com o vapor d'água da atmosfera, forma o ácido sulfúrico (H_2SO_4):



Esses ácidos caem, depois, com a água da chuva e, como são ácidos fortes e corrosivos, polui severamente o ecossistema: rios, lagoas, florestas, mares, têm seu ambiente biológico prejudicado, pois a vida é agredida e ameaçada por esses ácidos. A população humana também sofre efeitos do que se passou a chamar chuva ácida.

O ambiente físico também é agredido pelos ácidos trazidos pela chuva, pois eles infiltram-se no solo e reagem com várias substâncias, libertando produtos tóxicos, que são absorvidos pelas plantas e ingeridos por animais.

Além da agressão à natureza em si, a chuva ácida deixa suas marcas na arquitetura, em todo o mundo: os ácidos da chuva reagem com a superfície construída, corroendo-a, enfeando-a e, em alguns casos, até mesmo destruindo algumas de suas partes.

No Brasil, como acontece em todo o mundo, a acidez da chuva está relacionada com o desenvolvimento industrial: cidades com maior número de fábricas, de indústrias e de veículos têm certamente, maior concentração de ácidos, no entanto, nem sempre caem onde são

produzidos, pois o vento frequentemente carrega as nuvens para outras regiões, geralmente próximas.

Três exemplos de ecossistemas brasileiros nos quais se têm detectado os efeitos da chuva ácida são o Parque Florestal do Rio Doce, a Floresta da Tijuca e parte da Mata Atlântica, próxima à Grande São Paulo.

Os efeitos da chuva ácida têm sido revelados nesses e em outros ecossistemas, o que seguramente não significa serem eles os únicos atingidos; certamente, significa que eles foram estudados. O mal causado pela chuva ácida é, no entanto, muito maior do que o conhecido.

Referências Bibliográficas

- Sardella, QUÍMICA. V.
- Tito e Canto, QUÍMICA. V.
- Feltre R., QUÍMICA. V.