



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

1. INTRODUÇÃO

Para facilitar o estudo das substâncias inorgânicas é comum os químicos reunirem as substâncias em grupos, sendo que cada grupo se caracteriza por ter propriedades semelhantes. Estes grupos são chamados funções químicas.

As funções da química inorgânica são: hidretos, óxidos, hidróxidos, ácidos e sais.

Será realizado nas próximas semanas um estudo sucinto de cada função inorgânica, com a apresentação de um pequeno texto e uma série de exercícios de fixação. O objetivo deste trabalho é que até o final do semestre cada um de vocês ao se deparar com um composto inorgânico saibam identificá-lo, montar a fórmula e também dar o nome do mesmo.

Antes de começarmos a estudar cada função inorgânica será apresentada uma Tabela de ânions (Tabela 1) que acredito que muitos dos íons que lá estão vocês já viram. Entretanto é necessário que vocês saibam associar o nome do íon a sua respectiva fórmula e vice-versa, porque sem isso não será possível montar as fórmulas dos compostos.

A nossa meta é que vocês possam fazer esta associação: dado o nome saber a fórmula ou tendo a fórmula saber o nome, inicialmente dos íons e depois dos compostos.

Também é apresentada no final do capítulo, uma tabela com os principais números de oxidação dos elementos mais comuns (Tabela 2) que sem dúvida, irá auxiliar na montagem das fórmulas.

Então vamos ao trabalho.

**PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA****Tabela 1: Principais Ânions**

ÂNION	NOME
F ⁻	fluoreto
Cl ⁻	cloreto
Br ⁻	brometo
I ⁻	iodeto
O ²⁻	óxido
O ₂ ²⁻	peróxido
O ₂ ⁻	superóxido
S ²⁻	sulfeto
CN ⁻	cianeto
H ⁻	hidreto
CO ₃ ²⁻	carbonato
HCO ₃ ⁻	bicarbonato ou hidrogenocarbonato
SiO ₄ ⁴⁻	silicato
NO ₂ ⁻	nitrito
NO ₃ ⁻	nitrato
PO ₄ ³⁻	fosfato
SO ₄ ²⁻	sulfato
HSO ₄ ⁻	bissulfato ou hidrogenossulfato

ÂNION	NOME
SO ₃ ²⁻	sulfito
HSO ₃ ⁻	bissulfito ou hidrogenossulfito
S ₂ O ₃ ²⁻	tiosulfato
ClO ⁻	hipoclorito
ClO ₂ ⁻	clorito
ClO ₃ ⁻	clorato
ClO ₄ ⁻	perclorato
BrO ⁻	hipobromito
BrO ₃ ⁻	bromato
BrO ₄ ⁻	perbromato
IO ⁻	hipoiodito
IO ₃ ⁻	iodato
CrO ₄ ²⁻	cromato
Cr ₂ O ₇ ²⁻	dicromato
MnO ₄ ⁻	permanganato
MnO ₄ ²⁻	manganato
SCN ⁻	tiocianato
OCN ⁻	cianato

2. ÁCIDOS

São substâncias com as quais nos deparamos diariamente: o vinagre que contém ácido acético (CH₃COOH), as frutas cítricas, como a laranja, limão e outras que contém ácido cítrico (C₆H₈O₇), o ácido sulfúrico (H₂SO₄) presente nas baterias dos automóveis, o ácido clorídrico (HCl) que é secretado pelo estômago para auxiliar na digestão dos alimentos e também quando impuro, é vendido com o nome de ácido muriático que é usado para limpeza de pisos e de superfícies

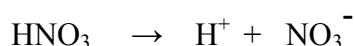
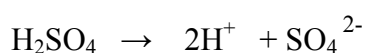
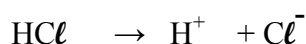


PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

metálicas antes do processo de soldagem e o ácido fosfórico (H_3PO_4) presente em refrigerantes a base de cola, como a Coca-Cola.

Uma característica comum aos ácidos é o fato de apresentarem sabor azedo, quando dissolvidos em água, suas soluções aquosas são condutoras de eletricidade e também mudam a cor de certas substâncias, chamadas de indicadores ácido-base porque apresenta uma determinada coloração na presença de um ácido e outra na presença de uma base. Por exemplo, o papel de tornassol azul fica vermelho na presença de um ácido enquanto que a fenolftaleína fica incolor.

Segundo a definição de Arrhenius, **ácido** é toda substância que dissolvida em água liberta **cátion hidrogênio (H^+)**.



Podemos classificar os ácidos em:

Hidrácidos: não contém oxigênio na molécula (HF, HCl, H_2S , HCN,....)

Oxiácidos: contém oxigênio na molécula (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO_4 ,....)

2.1 - Como montar as fórmulas dos ácidos?

Ao observar as fórmulas de alguns ácidos apresentados anteriormente, verificamos que todo ácido é formado pelo **cátion H^+** e por um **ânion**. Não podemos esquecer que **sempre nas fórmulas**, devemos escrever primeiro o cátion e depois o ânion. O próximo passo, é fazer o balanço de cargas, ou seja, o número de cargas positivas proveniente do cátion, no caso do ácido proveniente do H^+ , deve ser igual ao número de cargas negativas proveniente do ânion uma vez que a molécula é eletricamente neutra.

Vamos ver alguns exemplos:

Ácido clorídrico (HCl): o ânion é o íon Cl^- que tem uma carga negativa, portanto precisamos de apenas uma carga positiva, ou seja, só um H^+ e por isso, a fórmula do ácido clorídrico é **HCl**



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

Ácido sulfúrico (H_2SO_4): o ânion é o íon SO_4^{2-} que tem duas cargas negativas, portanto precisamos de duas cargas positivas, ou seja, dois H^+ e por isso, a fórmula do ácido sulfúrico é H_2SO_4 .

Ácido fosfórico (H_3PO_4): o ânion é o íon PO_4^{3-} que tem três cargas negativas, portanto precisamos de três cargas positivas, ou seja, três H^+ e por isso, a fórmula do ácido fosfórico é H_3PO_4 .

2.2 - Como dar nome aos ácidos?

Vamos começar pelos **hidrácidos** que são os ácidos que não contém oxigênio.

Basta escrever a palavra ácido seguida do nome do elemento e a terminação ídrico.

Ácido nome do elemento **ídrico**

Vejamos alguns exemplos:

HCl - ácido **clorídrico**

H_2S - ácido **sulfídrico**

HF - ácido **fluorídrico**

HCN - ácido **cianídrico**

HBr - ácido **bromídrico**

HI - ácido **iodídrico**

Para os **oxiácidos** há várias maneiras de se dar nome aos ácidos, nós vamos discutir duas possibilidades.

Na primeira maneira é necessário saber o nome do ânion presente no ácido e fazer uma substituição na terminação do nome do ânion da seguinte maneira:

Ânion com terminação **ito** → Ácido terá terminação **oso**

Ânion com terminação **ato** → Ácido terá terminação **ico**

Exemplos:



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

HNO ₃ - ácido nítrico	ânion NO ₃ ⁻ (nitrato)
H ₃ PO ₄ - ácido fosfórico	ânion PO ₄ ³⁻ (fosfato)
HNO ₂ - ácido nitroso	ânion NO ₂ ⁻ (nitrito)
HClO - ácido hipocloroso	ânion ClO ⁻ (hipoclorito)

A segunda possibilidade de se dar nome aos oxiaácidos é a partir dos ácidos cujos nomes terminam em **ico**. A partir deles, acrescentando ou retirando oxigênio podemos chegar aos nomes dos outros ácidos.

A tabela abaixo apresenta os vários oxiaácidos possíveis para alguns elementos das famílias 13 a 17 (antigamente chamadas famílias IIIA a VIIA).

13 ou IIIA	14 ou IVA	15 ou VA	16 ou VIA	17 ou VIIA *	
		H ₃ PO ₂ Ácido hipofosforoso		HClO Ácido hipocloroso	- 2 O
		HNO ₂ Ácido nítrico	H ₃ PO ₃ Ácido fosforoso	H ₂ SO ₃ Ácido sulfuroso	HClO ₂ Ácido cloroso - O
H ₃ BO ₃ Ácido bórico	H ₂ CO ₃ Ácido carbônico	HNO ₃ Ácido nítrico	H ₃ PO ₄ Ácido fosfórico	H ₂ SO ₄ Ácido sulfúrico	HClO ₃ Ácido clórico
				HClO ₄ Ácido perclórico	+ O

* Podemos considerar uma série semelhante para o bromo e outra para o iodo

Portanto, utilizando este método, preciso saber as fórmulas e os nomes dos oxiaácidos com terminação **ico** (em negrito).



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

Se o ácido tiver **um oxigênio a mais**, em relação àquele com terminação **ico**, acrescento o prefixo **per** e mantenho a terminação **ico**.

Se o ácido tiver **um oxigênio a menos**, em relação àquele com terminação **ico**, a terminação passa de **ico** para **oso**.

Se o ácido tiver **dois oxigênios a menos**, em relação àquele com terminação **ico**, acrescento o prefixo **hipo** e a terminação passa de **ico** para **oso**.

Em alguns ácidos os prefixos **orto**, **meta** e **piro** tem que ser utilizados para distinguir os diferentes graus de hidratação, como ocorre, por exemplo, nos ácidos H_3PO_4 , $H_4P_2O_7$ e HPO_3 . Nos três casos, o fósforo apresenta o mesmo número de oxidação (+5).

O ácido H_3PO_4 é denominado de ácido ortofosfórico porque é o mais hidratado dos três. O prefixo **orto** pode ser omitido.

O ácido HPO_3 é denominado de ácido metafosfórico e é obtido através da perda de uma molécula de água do ácido orto. $H_3PO_4 - H_2O = HPO_3$

O ácido $H_4P_2O_7$ é denominado de ácido pirofosfórico e é obtido através da perda de uma molécula de água de duas moléculas do ácido orto.



3. BASES OU HIDRÓXIDOS

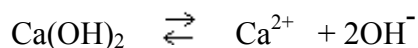
São substâncias, assim como os ácidos, com as quais nos deparamos no dia-a-dia: o hidróxido de sódio (soda cáustica) usado para desentupir ralos e pias, o hidróxido de magnésio (leite de magnésia) utilizado para combater a azia, o hidróxido de cálcio também conhecido por cal hidratada, cal extinta ou cal apagada que é usada em pinturas a cal (caiação) e na preparação de argamassa e a amônia presente em produtos de limpeza.

Uma característica comum às bases é o fato de apresentarem sabor adstringente, “que amarra a boca”. Mudam a cor de certas substâncias, chamadas de indicadores ácido-base porque apresentam uma determinada coloração na presença de um ácido e outra na presença de uma base. Por exemplo, o papel de tornassol vermelho fica azul na presença de uma base enquanto que a fenolftaleína fica rosa.

Segundo a definição de Arrhenius, **base** é toda substância que dissolvida em água liberta o **ânion hidróxido (OH⁻)**.



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA



Bases são compostos de fórmula geral E(OH)_x onde, E é um cátion e x o número de oxidação do cátion.

3.1 - Como dar nome às bases ?

Para a nomenclatura das bases, pode-se utilizar a seguinte regra:

Hidróxido de nome do cátion

Se o cátion apresentar mais de um número de oxidação, devemos acrescentar logo após o nome do cátion o número de oxidação do mesmo em algarismos romanos e entre parênteses.

Vejamos alguns exemplos:

NaOH hidróxido de sódio

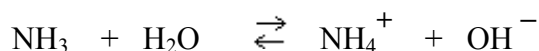
Mg(OH)₂ hidróxido de magnésio

Ca(OH)₂ hidróxido de cálcio

Fe(OH)₂ hidróxido de ferro(II)

Fe(OH)₃ hidróxido de ferro(III)

Quando a amônia (NH₃) se dissolve em água, há a formação de hidróxido de amônio em pequena proporção:



4. SAIS

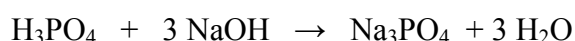
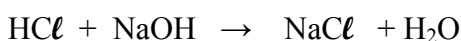
São substâncias muito comuns em nosso cotidiano: o cloreto de sódio (NaCl) - sal de cozinha - muito utilizado na alimentação e na conservação de alimentos, o bicarbonato de sódio



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

(NaHCO_3) usado como antiácido, em fermentos químicos empregados no preparo de bolos, pães e biscoitos e extintores de incêndio, fluoreto de sódio(NaF) usado no combate às cáries, hipoclorito de sódio(NaClO) usado como alvejante e por ser um agente antisséptico é empregado na limpeza de residências, hospitais, no tratamento de água e piscinas.

Podemos dizer que os sais são compostos que resultam da reação entre ácido e base.



Para efeito de notação (escrever a fórmula) e nomenclatura podemos considerar um sal como sendo **cátion + ânion**.

4.1 - Como montar as fórmulas dos ácidos sais?

Para se escrever a fórmula de um sal, escreve-se a fórmula do cátion, suprimindo-se a sua carga, e depois a fórmula do ânion, também suprimindo-se a sua carga. A carga do cátion é o índice do ânion e a carga do ânion é o índice do cátion.

Vejamos alguns exemplos:

Cloreto de cálcio: **Cátion:** Ca^{2+} **Ânion:** Cl^- **Sal:** CaCl_2

Sulfato de potássio: **Cátion:** K^+ **Ânion:** SO_4^{2-} **Sal:** K_2SO_4

Fosfato de bário: **Cátion:** Ba^{2+} **Ânion:** PO_4^{3-} **Sal:** $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

4.2 - Como dar nome aos sais?

Consideramos um sal como sendo **cátion + ânion**, portanto a nomenclatura dos sais é feita da seguinte maneira:

nome do ânion de nome do cátion

Com relação ao nome do ânion, podemos saber consultando a tabela de ânions (Tabela 1), ou então a partir do nome do ácido, porque, como vimos anteriormente, o sal é proveniente de uma reação entre um ácido e uma base, sendo que a base fornece o cátion enquanto que o ácido fornece o ânion.



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

É necessário alterar a terminação do nome do ácido para se obter o nome do ânion correspondente, utilizando-se o seguinte procedimento:

Ácido terminado em **ídrico** → ânion terminado em **eto**
ácido clor**ídrico** → ânion cloreto

Ácido terminado em **oso** → ânion terminado em **ito**
ácido sulfuro**so** → ânion sulf**ito**

Ácido terminado em **ico** → ânion terminado em **ato**
ácido sulfú**rico** → ânion sulf**ato**

Se o cátion for proveniente de um metal que tem mais de um número de oxidação importante é necessário colocar logo após o nome do cátion o número de oxidação do cátion em algarismos romanos e entre parênteses.

Vejamos alguns exemplos:

NaCl cloreto de sódio
K₃PO₄ fosfato de potássio ou ortofosfato de potássio
Fe₂(SO₄)₃ sulfato de ferro(III)
FeSO₄ sulfato de ferro(II)
NH₄NO₃ nitrato de amônio

4.3 - CLASSIFICAÇÃO DOS SAIS QUANTO A ESTRUTURA

Quanto a estrutura os sais são classificados em: sais neutros, sais ácidos, sais básicos e sais duplos.

4.3.1 - Sais Neutros

Nos sais neutros a neutralização entre ácido e base foi total, não “restando” nem H⁺ e nem OH⁻ em sua estrutura.

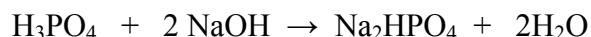
Exemplos: NaCl, K₃PO₄, NH₄NO₃, CaCl₂, K₂SO₄



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

4.3.2 - Sais Ácidos ou Hidrogeno-sais

Nos sais ácidos a neutralização do ácido foi parcial e o sal apresenta H^+ em sua estrutura:



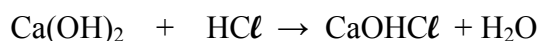
Na_2HPO_4 fosfato ácido de sódio ou hidrogenofosfato de sódio

$NaHCO_3$ carbonato ácido de sódio ou hidrogenocarbonato de sódio ou bicarbonato de sódio

NaH_2PO_4 fosfato **di**ácido de sódio ou **di**hidrogenofosfato de sódio

4.3.3 - Sais Básicos ou Hidroxi-sais

Nos sais ácidos a neutralização do hidróxido foi parcial e o sal apresenta OH^- em sua estrutura:



$CaOHCl$ cloreto básico de cálcio ou hidroxicloreto de cálcio

$Al(OH)_2Br$ brometo **di**básico de alumínio ou **di**hidroxibrometo de alumínio

4.3.4 - Sais Duplos ou Mistos

Nos sais duplos há dois cátions ou dois ânions.

$NaKSO_4$ sulfato duplo de sódio e potássio ou sulfato de sódio e potássio

$CaCl(ClO)$ cloreto hipoclorito de cálcio

4.3.5 - Sais Hidratados

Sais hidratados são os que apresentam moléculas de água em sua estrutura, as quais são denominadas de água de cristalização *ou água de hidratação*.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ sulfato de cobre(II) **pent**aidratado

$NiCl_2 \cdot 6H_2O$ cloreto de níquel(II) **hex**aidratado

$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ sulfato de zinco **hept**aidratado

$K_2C_2O_4 \cdot H_2O$ oxalato de potássio **mon**oidratado



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

5. ÓXIDOS

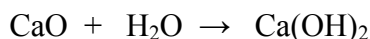
São compostos formados de um elemento qualquer e oxigênio. Eles apresentam fórmula geral: E_xO_y onde, **E** - símbolo do elemento; **O** - oxigênio; **x** - geralmente o número de oxidação de O; **y** - geralmente o número de oxidação de E.

Os óxidos são classificados em: óxidos básicos, óxidos ácidos ou anidridos, óxidos anfóteros, óxidos salinos ou mistos, peróxidos e superóxidos.

5.1 - ÓXIDOS BÁSICOS

São óxidos de metais alcalinos, alcalinos-terrosos (exceto berílio) e alguns outros metais com baixo número de oxidação.

Estes óxidos reagem com água produzindo hidróxido.



5.1.2 - Nomenclatura dos óxidos básicos

Primeira regra: **Óxido de nome do metal.** Se o metal tiver mais de um número de oxidação, este número deve ser indicado por algarismos romanos e entre parênteses.

Na_2O óxido de sódio

CaO óxido de cálcio

MnO óxido de manganês(II)

Mn_2O_3 óxido de manganês(III)

Segunda regra: Escreve-se o que se lê diretamente na fórmula.

Na_2O monóxido de dissódio

Mn_2O_3 trióxido de dimanganês

Obs. O prefixo mono geralmente é omitido. Esta segunda regra quase não é usada para óxidos básicos.

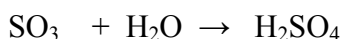


PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

5.2 - ÓXIDOS ÁCIDOS OU ANIDRIDOS

São óxidos de não-metais ou de metais com número de oxidação elevado(+5, +6, +7).

Estes óxidos reagem com água produzindo ácido.



5.2.1 - Nomenclatura dos óxidos ácidos

Primeira regra: igual à primeira regra para óxidos básicos.

CrO ₃	óxido de cromo(VI)
SO ₃	óxido de enxofre(VI)
SO ₂	óxido de enxofre(IV)
Mn ₂ O ₇	óxido de manganês(VII)

Segunda regra:

A) Se o elemento formar só um óxido ácido.

Anidrido + nome do elemento + ico

CrO ₃	anidrido crômico
CO ₂	anidrido carbônico
B ₂ O ₃	anidrido bórico

B) Se o elemento formar dois óxidos ácidos.

Anidrido + nome do elemento + oso (menor número de oxidação)

Anidrido + nome do elemento + ico (maior número de oxidação)

SO ₂	anidrido sulfuroso
SO ₃	anidrido sulfúrico
P ₂ O ₃	anidrido fosforoso
P ₂ O ₅	anidrido fosfórico
N ₂ O ₃	anidrido nitroso
N ₂ O ₅	anidrido nítrico



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

C) Se o elemento formar mais de dois óxidos ácidos usam-se, além dos sufixos **oso** e **ico** os prefixos **hipo** e **per**.

Cl_2O anidrido hipocloroso

Cl_2O_3 anidrido cloroso

Cl_2O_5 anidrido clórico

Cl_2O_7 anidrido perclórico

Terceira regra: igual à segunda regra para óxidos básicos

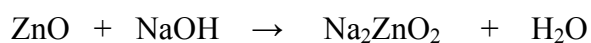
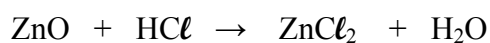
CO_2 dióxido de carbono

P_2O_3 trióxido de difósforo

P_2O_5 pentóxido de difósforo

5.3 - ÓXIDOS ANFÓTEROS

São óxidos que podem ser óxidos básicos ou óxidos ácidos, dependendo do meio em que estão.



zincato de sódio

A nomenclatura é geralmente a utilizada para os óxidos básicos.

Exemplos de óxidos anfóteros: ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 , BeO , PbO , PbO_2 , SnO e SnO_2 .

5.4 - ÓXIDOS NEUTROS

São óxidos que não reagem com água. Os principais são:

CO monóxido de carbono ou óxido de carbono(II)

N_2O óxido nitroso ou óxido de nitrogênio(I)

NO óxido nítrico ou óxido de nitrogênio(II)



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

5.5 - ÓXIDOS SALINOS, MISTOS OU DUPLOS

São óxidos metálicos que apresentam fórmula geral E_3O_4 .

Fe₃O₄ óxido salino de ferro ou óxido misto de ferro ou tetraóxido de triferro ou óxido de ferro(II) e (III).

Pb₃O₄ óxido salino de chumbo ou óxido misto de chumbo ou tetraóxido de trichumbo ou óxido de chumbo(II) e (IV).

5.6 - PERÓXIDOS

São óxidos em que o número de oxidação do oxigênio é -1 .

A nomenclatura é feita da seguinte maneira: **peróxido de nome do elemento**.

Na₂O₂ peróxido de sódio

H₂O₂ peróxido de hidrogênio

BaO₂ peróxido de bário

5.7 - SUPERÓXIDOS

São óxidos em que o número de oxidação do oxigênio é $-1/2$.

A nomenclatura é feita da seguinte maneira: **superóxido de nome do elemento**.

KO₂ superóxido de potássio

RbO₂ superóxido de rubídio

6. HIDRETOS

São compostos formados de um elemento qualquer e hidrogênio. Eles apresentam fórmula geral: **EH_x** onde, **E** - símbolo do elemento; **H** - hidrogênio; **x** - número de oxidação do elemento.

Eles podem ser classificados em hidretos salinos e moleculares.

6.1 - Hidretos salinos

Nos hidretos salinos o hidrogênio tem número de oxidação -1 .

A nomenclatura é feita da seguinte maneira: **hidreto de nome do elemento**.



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

NaH	hidreto de sódio
CaH ₂	hidreto de cálcio
AlH ₃	hidreto de alumínio

6.2 - Hidretos moleculares

Nos hidretos moleculares o hidrogênio tem número de oxidação +1.

Estes hidretos podem ter nomenclatura igual aos metálicos, mas o mais usado são nomes específicos como:

CH ₄	metano	SiH ₄	silano	NH ₃	amônia
PH ₃	fosfina	AsH ₃	arsina	SbH ₃	estibina

7. CONSIDERAÇÕES FINAIS

Há compostos inorgânicos que não se encaixam rigorosamente em nenhuma das cinco funções discutidas anteriormente, embora se assemelhem mais aos sais. A nomenclatura destas substâncias é feita escrevendo-se o que se lê diretamente na fórmula.

A seguir são apresentados alguns exemplos:

P Cl_3	tricloreto de fósforo
P Cl_5	pentacloreto de fósforo
XeF ₄	tetrafluoreto de xenônio
ICl	cloreto de iodo
BrF ₅	pentafluoreto de bromo

8. BIBLIOGRAFIA

- USBERCO, J. ; SALVADOR, E. **Química**. São Paulo, Ed. Saraiva, 2000, vol. 1, 494p.
- PERUZZO, F.M. ; CANTO, E.L. **Química, na abordagem do cotidiano**. São Paulo, Ed. Moderna, vol. 1, 479p.
- FELTRE, R. **Química**. São Paulo, Ed. Moderna, 2004, vol. 1, 384p.



PRINCÍPIOS DE QUÍMICA INORGÂNICA

RUSSELL, J. B. **Química Geral**. São Paulo, Ed. Makron Books, 1994, 621p.

KRAULEDAT, W.G. **Notação e nomenclatura de Química Inorgânica**. São Paulo, Ed. Edgar Blücher, 1970, 114p.

Prática de Química Geral. Belo Horizonte: UFMG, 1991, 117p. (Apostila)

Tabela 2: Principais números de oxidação de alguns elementos

ELEMENTO(S)	NÚMERO DE OXIDAÇÃO
Hidrogênio: H	+1, -1
Metais Alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	+1
Metais Alcalinos-Terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	+2
B, Al	+3
C, Si	+4
N, P	-3, +3, +5
As, Sb	+3, +5
O	-2, -1
S, Se, Te	-2, +4, +6
F	-1
Cl, Br, I	-1, +1, +3, +5, +7
Bi	+3, +5
Cu, Hg	+1, +2
Ag	+1
Au	+1, +3
Zn, Cd	+2
Cr	+2, +3, +6
Mn	+2, +3, +4, +6, +7
Fe, Co, Ni	+2, +3
Pt	+2, +4

Obs. Na tabela foram apresentados apenas os principais números de oxidação. Assim, se um número de oxidação não foi mencionado, não significa que ele não existe.