

**D**esde a mais remota antiguidade, a constituição da matéria intriga o pensamento humano. A questão é: pode a matéria ser dividida indefinidamente em partes cada vez menores ou haverá um limite, uma partícula indivisível, a menor partícula que individualiza uma determinada substância? Para os antigos gregos, não havia meios experimentais de comprovar quaisquer dessas possibilidades. A constituição da matéria era objeto de correntes filosóficas de pensamento, baseadas em princípios lógicos. Alguns filósofos gregos, notadamente Demócrito, 500 anos antes de Cristo, defendiam o princípio de que a matéria era constituída de partículas indivisíveis, os *átomos*. Segundo eles:

*As únicas coisas existentes são os átomos e o espaço vazio. Os átomos são infinitos em número e infinitamente variados em suas formas; chocam entre si, sendo as translações e rotações assim provocadas o começo dos mundos. As variedades de todas as coisas dependem das variedades de seus átomos em número, tamanho e agregação.*

Outros pensadores gregos, entre eles Platão e Aristóteles, que exerceram grande influência no pensamento ocidental, eram contrários a essas ideias, e a teoria atômica foi esquecida até o Renascimento, quando se inicia a física experimental com Newton, Boyle e Huygens.

No final do século XVII e início do século XIX, os químicos já conheciam algumas relações com que um determinado elemento químico combinava-se com outros em reações completas, isto é, sem resíduos de qualquer componente da reação. Por exemplo, sabia-se que 2 g de oxigênio reagiam com exatamente 3 g de magnésio para formar óxido de magnésio. A mesma quantidade de oxigênio necessitava, entretanto, de 5 g de cálcio para produzir o óxido de cálcio. Nas reações entre esses elementos, encontra-se, portanto, uma relação entre os números inteiros 2:3:5.

Com o tempo, novas relações como essas foram verificadas entre outros elementos e John Dalton, químico inglês, logo reconheceu que os pesos com que todos esses elementos se combinavam estavam em uma relação de números inteiros múltiplos do peso do elemento mais leve – o hidrogênio. Com base nisso, Dalton propôs em 1803 sua teoria atômica, estabelecendo uma escala de pesos atômicos relativos, em que o hidrogênio tem peso 1.

Muitos elementos têm propriedades químicas e físicas que se assemelham. Por exemplo, os metais lítio, sódio e potássio apresentam uma densidade tão baixa que podem flutuar na água e são tão reativos que queimam espontaneamente em contato com ela. Em 1869, o russo Dimitri Mendelejev publicou a Tabela periódica dos elementos, na qual os elementos químicos conhecidos foram dispostos em ordem de seus pesos atômicos. Em cada linha, os pesos atômicos aumentam no sentido da es-

querda para a direita e cada coluna contém um grupo com comportamento químico similar, com os elementos mais leves no alto da coluna e os pesos atômicos aumentando para baixo. Assim, a Tabela periódica dos elementos químicos é uma disposição sistemática dos elementos em função de suas propriedades.

A Tabela periódica (Figura 1.1) fornece o símbolo, o número atômico e o peso atômico dos 92 elementos químicos existentes na natureza e mais 11 criados em laboratório. O número que se encontra acima do símbolo do elemento químico é o seu número atômico, e o que se encontra abaixo, seu peso atômico:

29	← Número atômico
Cl	← Símbolo do elemento
35,45	← Peso atômico

A nomenclatura dos elementos mais comuns é conhecida, e os símbolos tomam a primeira letra ou a primeira seguida de

Grupo →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Período																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Ra
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
			* Lantanídeos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
			** Actinídeos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
			Séries químicas da tabela periódica															
			Metais alcalinos <sup>2</sup> Outros metais	Metais alcalinos-terrosos <sup>2</sup> Metaloides				Lantanídeos <sup>1,2</sup> Não metais				Metais de transição <sup>2</sup> Gases nobres						

**Figura 1.1**

Tabela periódica

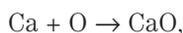
outra do nome do elemento, conforme sua posição na Tabela periódica. Por exemplo: carbono = C; cálcio = Ca; cromo = Cr; cobalto = Co; cádmio = Cd. Alguns elementos, como os dados na Tabela 1.2, têm seu nome originado de palavras latinas e gregas e, por isso, é mais difícil recordarmos o símbolo correspondente.

Um átomo é a menor unidade de cada elemento. Uma molécula se constitui de átomos interligados por forças eletrostáticas. Uma molécula pode ser formada por átomos de um mesmo elemento, por exemplo, o cloro:



Observe que  $\text{Cl}_2$  significa dois átomos de cloro para formar uma molécula de cloro, ao passo que 2 Cl significa dois átomos de cloro separados e não ligados.

Uma molécula também é formada por elementos diferentes, por exemplo, o óxido de cálcio (cal):



formando compostos.

Os átomos de menor diâmetro nos modelos da Figura 1.2 representam o hidrogênio. Eles estão unidos ao átomo central (O, N ou C), não metálico, por fortes ligações químicas.

**Tabela 1.2**

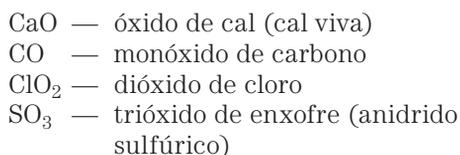
Elementos com símbolos derivados do latim e do grego

Elemento	Nome	Origem	Símbolo
Antimônio	<i>Stibium</i>	Latim	Sb
Cobre	<i>Cuprum</i>	Latim	Cu
Chumbo	<i>Plumbum</i>	Latim	Pb
Estanho	<i>Stannum</i>	Latim	Sn
Mercúrio	<i>Hydrargyrum</i>	Grego	Hg
Potássio	<i>Kalium</i>	Latim	K
Prata	<i>Argentum</i>	Latim	Ag
Sódio	<i>Natrium</i>	Latim	Na

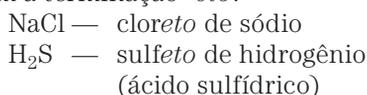
## 1.1. NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS

Não é finalidade deste trabalho desenvolver um compêndio de química inorgânica, por isso serão lembradas apenas algumas regras mais importantes de nomenclatura.

Compostos binários oxigenados têm a denominação *óxido* + nome do outro elemento, tomando, por vezes, o prefixo mono, di ou tri, conforme o número de átomos de oxigênio contidos na molécula do composto. Por exemplo:

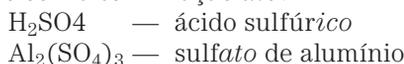


Todo composto binário não oxigenado tem a terminação *-eto*:

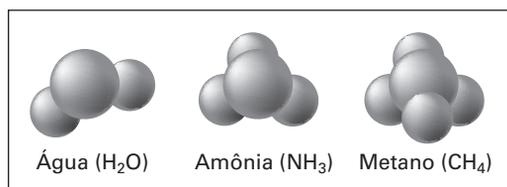
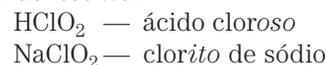


Bases geralmente são designadas por *hidróxido* + nome do metal: Na(OH) – hidróxido de sódio (soda cáustica), Ca(OH)<sub>2</sub> – hidróxido de cálcio (cal extinta ou cal apagada).

Ácidos que têm o maior grau de oxigenação têm a terminação *ico* e produzem sais com a terminação *ato*:



Ácidos com o menor grau de oxigenação têm terminação *oso* e os sais correspondentes *ito*.



**Figura 1.2**  
Exemplos de compostos

Se existem ácidos em um ainda menor estado de oxidação, eles tomam a denominação *hipo.....oso* e os sais correspondentes, *hipo.....ito*:

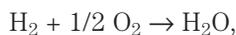
HClO — ácido *hipocloroso*

NaClO — *hipoclorito* de sódio

Geralmente, as espécies químicas envolvidas no tratamento de água resumem-se a umas poucas dezenas, e as mais importantes terão suas nomenclaturas e fórmulas químicas apresentadas nos exemplos dados a seguir.

## 1.2. VALÊNCIA

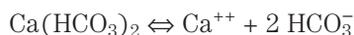
Na formação de um composto químico, a capacidade de combinação de um elemento com um outro se chama *valência* do primeiro em relação ao segundo. Na formação da água



a valência do hidrogênio em relação ao oxigênio seria 1/2, e a do oxigênio em relação ao hidrogênio, 1.

Para efeito de simplificação, tomou-se a valência do hidrogênio como unidade. Assim, o oxigênio passa a ter valência 2.

Quando se dissolve em água um composto, verifica-se o fenômeno da *ionização*, em que o composto se dissocia em elementos e/ou radicais dotados de carga elétrica, formando *íons*. Os de carga positiva denominam-se *cátions*, e os de carga negativa, *ânions*. Como exemplo, o bicarbonato de cálcio, presente em maior ou menor quantidade em todas as águas naturais, dissocia-se no elemento cálcio (cátion) e no radical bicarbonato (ânion):



O número de carga de um íon corresponde à sua valência, e, na equação química, as cargas positivas devem igualar as negativas para satisfazer a condição de eletroneutralidade do composto.

Os íons normalmente encontrados nas águas naturais são dados na Tabela 1.3.

A combinação química entre elementos e radicais e, conseqüentemente, sua valência são atribuídas à camada externa de elétrons que giram em torno do núcleo do átomo (elétrons de valência). Se o átomo perde elétrons, torna-se um íon positivamente carregado, isto é, um cátion; se o átomo ganha elétrons, torna-se negativamente carregado, um ânion. Os metais apresentam geralmente valência positiva, e os não metais, valência negativa.

Alguns elementos, como o oxigênio, o cálcio e o manganês apresentam uma só valência (fixa): outros, como o cloro, podem ter várias, sendo a principal a de menor valor.

**Tabela 1.3**  
Íons comuns em águas naturais

Principais constituintes 1,0 a 1.000 mg/L		Constituintes secundários 0,01 a 10,0 mg/L	
Sódio	Na <sup>+</sup>	Ferro	Fe <sup>2+,3+</sup>
Cálcio	Ca <sup>2+</sup>	Estrôncio	Sr <sup>2+</sup>
Magnésio	Mg <sup>2+</sup>	Potássio	K <sup>+</sup>
Bicarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Carbonato	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Sulfato	SO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Nitrato	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Cloreto	Cl <sup>-</sup>	Fluoreto	F <sup>-</sup>

Fonte: Todd, D.K.: The Water Encyclopedia.

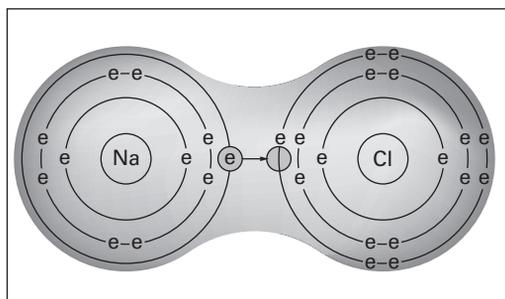
**Tabela 1.4**  
Valência de alguns elementos importantes

	Elemento	Valência
Fixa	O	-2
	H	+1
	Ca, Mg	+2
	K, Na	+1
Variável	N	+5, +4, +3, +2, +1, 0, -3
	Cl	+7, +5, +4, +3, +1, 0, -1
	Mn	+7, +6, +4, +3, +2, 0
	S	+6, +4, +2, 0, -2
	Cu	+2, +1, 0
	Cr	+6, +3, 0
	C	+4, +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3, -4

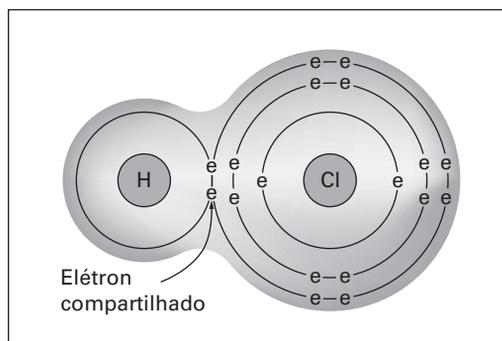
Na formação de compostos, os elétrons de valência são transferidos da camada externa de um átomo para a camada externa de outro, ou eles são compartilhados pelas camadas externas dos átomos de um composto. Quando os elétrons são transferidos, a união é chamada *ligação iônica* (Figura 1.3). Quando compartilhados, acontece a *ligação covalente* (Figura 1.4).

Um mol (plural = moles) de um elemento ou composto é a sua massa molecular expressa em unidades comuns de massa, usualmente em gramas. Um mol de cloro

é 71 g, e um mol de carbonato de cálcio, substância familiar para quem lida com tratamento de água, é 100 g. Um mol de uma dada substância contém exatamente o mesmo número de moléculas que qualquer outra substância. O número de moléculas contidas em um mol de uma dada substância é chamado de *número de Avogadro*, e é aproximadamente igual a  $6,02 \times 10^{23}$ . Tratando-se de gases, um mol de um gás qualquer, contendo  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas, ocupa sempre o mesmo volume, 22,4 L, a 0 °C e a 1 atmosfera de pressão.



**Figura 1.3**  
Ligação iônica – Molécula de cloreto de sódio, NaCl

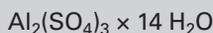


**Figura 1.4**  
Ligação covalente – Molécula de ácido clorídrico, HCl

### EXEMPLO 1.1

Para os operadores e engenheiros que lidam com tratamento de água, a dosagem de coagulante é em mg/L do produto como ele é. Pesquisadores e cientistas geralmente apresentam em suas publicações a dosagem em termos do íon metálico correspondente,  $Al^{3+}$  ou  $Fe^{3+}$ . É conveniente, portanto, estabelecer suas equivalências para uma rápida conversão de uma unidade para outra.

O sulfato de alumínio seco tem a fórmula



Calcular o mol e a porcentagem de alumínio,  $Al^{3+}$ . Pesos atômicos:

$$Al = 26,98, \quad S = 32,06, \quad O = 16,00, \quad H = 1,00$$

$$H_2O = 2 H + O = 2 \times 1,00 + 16,00 = 18,00$$

$$SO_4 = S + 4 O = 32,06 + 4 \times 16,00 = 96,06$$

$$Al = 26,98$$

$$Al_2(SO_4)_3 \times 14 H_2O = 2 \times 26,98 + 3 \times 96,06 + 14 \times 18 = 594,14$$

**SOLUÇÃO:**

A porcentagem de alumínio no sulfato é, então

$$(26,98/594,14) \times 100 = 4,54\%$$

O equivalente de uma espécie química (elemento, composto ou radical) é o seu mol dividido pela valência ou pela variação da valência no caso de reações de oxidação-redução. Em outras palavras, o peso equivalente é o peso de uma molécula baseado em sua reatividade em uma reação química e depende estritamente da reação em que a espécie química participa.

O peso equivalente pode ser determinado como segue:

$$E = P.M./Z$$

onde P.M. é o peso molecular da espécie química e Z é um número positivo inteiro, cujo valor depende do encadeamento da reação química.

Nas reações de neutralização envolvendo ácidos e bases, obtém-se o equivalente do ácido dividindo seu peso molecular pelo número de íons de hidrogênio substituíveis, e o equivalente da base, pelo número de íons hidroxila substituíveis.

Para o ácido clorídrico, o peso molecular é P.M. = 36,5 e Z = 1, portanto seu equivalente é 36,5.

O equivalente do hidróxido de cálcio  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  é  $E = P.M./2$ . Com P.M. = 74,  $E = 74/2 = 37$ .

No cálculo do equivalente do sulfato de alumínio  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $Z = 2 \times 3 = 6$ , considerando-o tanto como um sal de alumínio ou de sulfato, portanto,  $E = P.M./6$  (ver aplicação no Exemplo 4.1).

## EXEMPLO 1.2

A dureza de uma água é devida principalmente à presença de íons de cálcio e magnésio e, usualmente, é expressa em termos de carbonato de cálcio, enquanto nas análises físico-químicas as quantidades presentes são dadas em mg/L daqueles íons. É, portanto, necessário converter os resultados a um denominador comum, usualmente mg/L de  $\text{CaCO}_3$ .

Em uma análise físico-química resultou

Cálcio	40 mg/L como $\text{Ca}^{2+}$
Magnésio	25 mg/L como $\text{Mg}^{2+}$

Determinar a dureza dessa água em  $\text{CaCO}_3$ .

### SOLUÇÃO:

- Os pesos equivalentes para os íons de cálcio e magnésio, ambos divalentes, são, respectivamente:

$\text{Ca}^{2+}$	40 g por mol/2 = 20 g/equivalente
$\text{Mg}^{2+}$	24,3 g por mol/2 = 12,2 g/equivalente

- O carbonato de cálcio  $\text{CaCO}_3$  tem um peso molecular  $(40 + 12 + 3 \times 16) = 100$  e é composto pelos íons  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$ , cada um com valência 2. Assim, o peso equivalente do carbonato é

$$100/2 = 50 \text{ g/equivalente}$$

- Quando se expressa a concentração de uma espécie química em equivalentes por litro, torna-se fácil a conversão a outra unidade. Para o íon cálcio, a concentração em equivalente por litro é:

$$\text{eq/L Ca}^{2+} = (40 \text{ mg/L}) \times (1 \text{ eq}/20 \text{ g}) = (40 \text{ mg/L}) \times (1 \text{ eq}/20.000 \text{ mg}) = 0,002 \text{ eq/L}$$

Para expressar essa concentração em termos de  $\text{CaCO}_3$ , basta multiplicá-la pelo equivalente grama do carbonato de cálcio (= 50 g/eq). Assim,

$$\text{Ca}^{2+} \text{ como } \text{CaCO}_3 = (0,002 \text{ eq/L}) \times (50.000 \text{ mg/eq}) = 100 \text{ mg/L CaCO}_3$$

Para o magnésio:

$$\text{Mg}^{2+} \text{ como } \text{CaCO}_3 = (25 \text{ mg/L}) \times (1 \cdot \text{eq}/12,2 \text{ g}) \cdot x \cdot (50 \text{ g/eq}) = 102,5 \text{ mg/L CaCO}_3$$

A dureza resulta, então, em 202,5 mg/L em  $\text{CaCO}_3$ .

De um modo geral, para uma espécie química qualquer  $X$ ,

$$X \text{ mg/l como CaCO}_3 = (\text{mg/l como } X) \cdot \frac{\text{equiv CaCO}_3}{\text{equiv } X} \quad [1.1]$$

A Tabela 1.5 dá os fatores de conversão a carbonato dos principais íons relacionados a operações de redução de dureza e de controle de corrosão e incrustação.

A dureza total é composta de dois componentes: dureza de carbonatos e dureza de não carbonatos. A dureza de não carbonatos é dada pela diferença entre a alcalinidade total e a dureza total, e a dureza de

carbonatos, pela diferença entre a dureza total e a dureza de não carbonatos.

**Tabela 1.5**

Fatores de conversão a  $\text{CaCO}_3$  para alguns íons importantes

Ions (X)		eq $\text{CaCO}_3/\text{eq } X$
Cálcio	$\text{Ca}^{2+}$	2,50
Magnésio	$\text{Mg}^{2+}$	4,11
Sódio	$\text{Na}^+$	2,17
Bicarbonato	$\text{HCO}_3^-$	0,82
Sulfato	$\text{SO}_4^{2-}$	1,04
Cloreto	$\text{Cl}^-$	1,41

### EXEMPLO 1.3

A análise parcial de uma água proveniente de um poço artesiano deu os seguintes resultados em mg/L:

$\text{Na}^+$	5	$\text{Ca}^{2+}$	35
$\text{Mg}^{2+}$	25	$\text{Fe}^{2+}$	3
$\text{HCO}_3^-$	195	$\text{SO}_4^{2-}$	30
$\text{F}^-$	5		

Determinar a dureza total, de carbonatos e de não carbonatos.

### SOLUÇÃO:

1. A dureza é devida aos íons de cálcio, magnésio e de ferro. Convertendo as concentrações desses íons a  $\text{CaCO}_3$  com o auxílio da Tabela 1.4, temos:

$$\begin{aligned} \text{Cálcio} &= 2,5 \times 35 = 87,5 \text{ mg/L como CaCO}_3 \\ \text{Magnésio} &= 4,11 \times 25 = 102,8 \text{ mg/L como CaCO}_3 \\ \text{Ferro} & \end{aligned}$$

Para o ferro, aplica-se a equação [1.1], sendo seu equivalente  $55,85/2 = 27,93 \text{ g/eq.}$ :

$$3 \times 50/27,93 = 5,4 \text{ mg/L como CaCO}_3$$

A dureza total é, portanto,  $87,5 + 102,8 + 5,4 = 195,7 \text{ mg/L como CaCO}_3$

A alcalinidade de bicarbonatos expressa em carbonato é

$$195 \times 0,82 = 160 \text{ mg/L em CaCO}_3$$

2. Dureza de não carbonato =

$$\text{dureza total} - \text{alcalinidade total} = 195,7 - 160 = 35,7 \text{ mg/L CaCO}_3$$

3. Dureza de carbonatos =

$$\text{dureza total} - \text{dureza de não carbonatos} = 195,7 - 35,7 = 160 \text{ mg/L CaCO}_3,$$

portanto, igual à alcalinidade.

Os equivalentes podem também ser usados na verificação de uma análise química. Em princípio, para manter a eletroneutra-

lidade, a soma dos cátions deve ser igual à dos ânions, em termos equivalentes.

### EXEMPLO 1.4

Uma análise química da água do Kárstico (manancial subterrâneo da região de Curitiba) forneceu os dados a seguir. Admitindo-se um erro de 10% no equilíbrio químico, a análise seria aceitável?

#### Cátions

Cálcio	Ca <sup>2+</sup>	32 mg/L Ca
Magnésio	Mg <sup>2+</sup>	23 mg/L Mg

#### Ânions

Bicarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	160 mg/L
Cloretos	Cl <sup>-</sup>	3 mg/L Cl
Bióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	6,4 mg/L CO <sub>2</sub>
Sulfatos	SO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	4 mg/L SO <sub>4</sub>

#### SOLUÇÃO:

Faz-se a conversão das concentrações dos diversos íons de miligramas por litro a miliequivalentes por litro e somam-se separadamente cátions e ânions. Como o íon bicarbonato está apresentado em mg/L CaCO<sub>3</sub>, deve ser reduzido a mg/L de HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Pela equação [1.1] e Tabela 1.4,

$$0,82 \text{ HCO}_3^- = 160 \text{ mg/L}$$

$$\text{HCO}_3^- = 195 \text{ mg/L}$$

Cátions				Ânions			
Íon	Conc.	Equiv.	Conc. eq.	Íon	Conc.	Equiv.	Conc. eq.
	mg/L	mg/meq.	meq/L		mg/L	mg/meq.	meq/L
Ca <sup>2+</sup>	32	40/2	1,6	HCO <sub>3</sub>	195	61/1	3,2
Mg <sup>2+</sup>	23	24,3/2	2,0	Cl <sup>-</sup>	3	35,5/1	0,1
				CO <sub>2</sub>	6,4	44/1	0,15
				SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	4	96/2	0,1
		Σ cátions	3,6			Σ ânions	3,55

Porcentagem de erro:  $[(3,6 - 3,55)/3,55] \times 100 = 1,4\% < 10\%$ , portanto, a análise é bastante precisa e confiável.