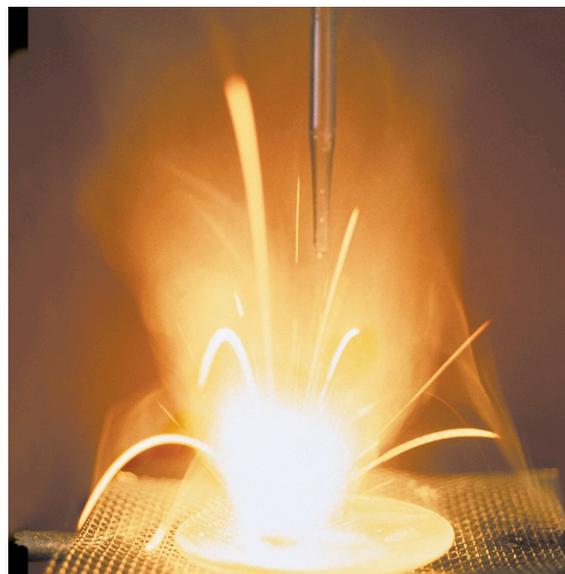


QUÍMICA GERAL

Alguns Tipos de Reações Químicas



Tipos de Reações Químicas



Tipos de Reações!

SÍNTESE OU ADIÇÃO $A+B \rightarrow AB$

DECOMPOSIÇÃO OU ANÁLISE $AB \rightarrow A+B$

SIMPLES TROCA OU DESLOCAMENTO $AB+C \rightarrow AC+B$

DUPLA TROCA OU SUBSTITUIÇÃO $AB+CD \rightarrow AD+BC$

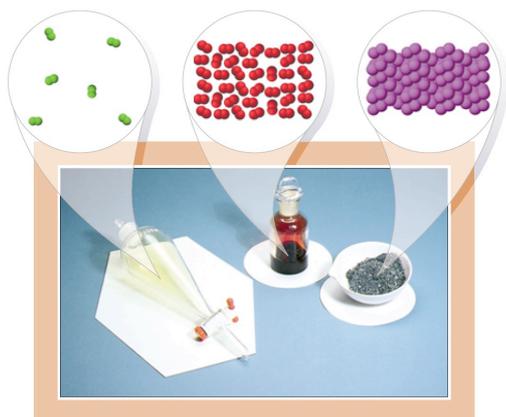
Neste capítulo, examinaremos alguns tipos de reações químicas. Milhões de reações são conhecidos, por isso é útil agrupá-los em classes, ou tipos, para que possamos lidar sistematicamente com essas enormes quantidades de informação. Vamos descrever como alguns compostos se comportam em solução aquosa, incluindo quão bem suas soluções conduzem eletricidade e se os compostos se dissolvem ou não em água. Apresentamos várias maneiras para representar reações químicas em solução aquosa - fórmula de equações unitárias, total iônico equações e equações iônicas líquidas - e as vantagens e desvantagens desses métodos. Vamos primeiro dar uma breve olhada na tabela periódica, que nos ajuda a organizar muitas propriedades dos elementos, incluindo suas reações químicas.

4 – ALGUNS TIPOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

4-1 A TABELA PERIÓDICA: METAIS, NÃO METAIS E METALÓIDES

Em 1869, o químico russo Dmitri Mendeleev (1834-1907) e o químico alemão Lothar Meyer (1830-1895) publicaram independentemente arranjos dos elementos conhecidos que são muito parecidos com a tabela periódica em uso hoje. A classificação de Mendeleev foi baseada principalmente nas propriedades químicas dos elementos, enquanto a classificação de Meyer foi baseada principalmente nas propriedades físicas. As tabulações foram surpreendentemente semelhantes. Ambos enfatizaram a periodicidade, ou repetição periódica regular, de propriedades com peso atômico crescente.

Mendeleev organizou os elementos conhecidos em ordem crescente de peso atômico em sucessivas sequências de modo que elementos com propriedades químicas semelhantes caíam na mesma coluna. Ele observou que as propriedades físicas e químicas dos elementos variam de uma maneira periódica com o peso atômico. Sua tabela periódica de 1872 continha os 62 elementos conhecidos (Figura 4-1). Mendeleev colocou H, Li, Na e K em sua tabela como “Gruppe I”. Estes era conhecido se combinar com F, Cl, Br e I do “Grupo VII” para produzir compostos com fórmulas semelhantes, como HF, LiCl, NaCl e KI. Todos esses compostos se dissolvem em água para produzir soluções que conduzam eletricidade. Os elementos do “Gruppe II” eram conhecidos por formam compostos como BeCl_2 , MgBr_2 e CaCl_2 , bem como compostos com O e S do "Grupo VI", como MgO , CaO , MgS e CaS . Estas e outras propriedades químicas levou-o a elaborar uma tabela em que os elementos eram organizados por aumentos atômicos pesos e agrupados em famílias verticais.



Três dos halogênios, elementos do Grupo VIIA (da esquerda para a direita): cloro, bromo, iodo.

REIHEN	GRUPPE I - R ² O	GRUPPE II - RO	GRUPPE III - R ² O ³	GRUPPE IV RH ⁴ RO ²	GRUPPE V RH ³ R ² O ⁵	GRUPPE VI RH ² RO ³	GRUPPE VII RH R ² O ⁷	GRUPPE VIII - RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	- = 68	- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	- = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	-	-	-	-----
9	(-)	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	-	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	-	-	
12	-	-	-	Th = 231	-	U = 240	-	-----

Figure 4-1 Mendeleev's early periodic table (1872). "J" is the German symbol for iodine.

Na maioria das áreas do empreendimento humano, o progresso é lento e vacilante. Ocasionalmente, porém um indivíduo desenvolve conceitos e técnicas que esclarecem situações confusas. Mendeleiev era tal indivíduo. Um dos sucessos brilhantes de sua tabela periódica foi que ela previa elementos que eram desconhecidos na época. Quando ele encontrava elementos "faltantes", Mendeleiev deixava espaços em branco. Uma apreciação de seu gênio na construção da tabela pode ser obtida comparando as propriedades previstas (1871) e observadas do germânio, que não foi descoberto até 1886. Mendeleiev chamou o elemento não descoberto eka-silício porque caiu abaixo do silício em sua tabela. Ele possuía propriedades similares às dos elementos vizinhos do germânio. Estas propriedades conhecidas dos vizinhos serviram de base para suas previsões das propriedades do germânio (Tabela 4-1). Alguns valores modernos para propriedades do germânio diferem significativamente daqueles relatados em 1886. Porém, muitos dos valores nos quais Mendeleiev baseou suas previsões também eram imprecisos.

Como o arranjo dos elementos de Mendeleiev foi baseado em pesos, vários elementos estariam fora de lugar em sua tabela. No entanto, Mendeleiev colocou os elementos controversos (Te e I, Co e Ni) em locais consistentes com suas propriedades. Ele achava que a aparente inversão dos pesos atômicos era devido a valores inexatos para esses pesos. A redeterminação cuidadosa mostrou que os valores estavam corretos. A explicação das localizações desses elementos "fora de lugar" teve que aguardar o desenvolvimento do conceito de número atômico, aproximadamente 50 anos após o trabalho de Mendeleiev. O número atômico de um elemento é o número de prótons no núcleo de seus átomos. (É também o número de elétrons em um átomo neutro de um elemento). Esta quantidade é fundamental para a identidade de cada elemento porque está relacionado com a composição dos átomos. Os elementos são organizados na tabela periódica em

ordem crescente número atômico. Com o desenvolvimento deste conceito, a **lei periódica** atingiu essencialmente sua forma atual:

TABLE 4-1 *Predicted and Observed Properties of Germanium*

Property	Eka-Silicon Predicted, 1871	Germanium Reported, 1886	Modern Values
Atomic weight	72	72.32	72.61
Atomic volume	13 cm ³	13.22 cm ³	13.5 cm ³
Specific gravity	5.5	5.47	5.35
Specific heat	0.073 cal/g°C	0.076 cal/g°C	0.074 cal/g°C
Maximum valence*	4	4	4
Color	Dark gray	Grayish white	Grayish white
Reaction with water	Will decompose steam with difficulty	Does not decompose water	Does not decompose water
Reactions with acids and alkalis	Slight with acids; more pronounced with alkalis	Not attacked by HCl or dilute aqueous NaOH; reacts vigorously with molten NaOH	Not dissolved by HCl or H ₂ SO ₄ or dilute NaOH; dissolved by concentrated NaOH
Formula of oxide	EsO ₂	GeO ₂	GeO ₂
Specific gravity of oxide	4.7	4.703	4.228
Specific gravity of tetrachloride	1.9 at 0°C	1.887 at 18°C	1.8443 at 30°C
Boiling point of tetrachloride	100°C	86°C	84°C
Boiling point of tetraethyl derivative	160°C	160°C	186°C

*"Valence" refers to the combining power of a specific element.

As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos.

A lei periódica nos diz que se organizarmos os elementos em ordem crescente de número atômico, encontramos periodicamente elementos que têm propriedades químicas e físicas semelhantes. A “forma longa” atualmente usada da tabela periódica (Tabela 4-2) é tal arranjo. As colunas verticais são chamadas de **grupos** ou famílias, e as linhas horizontais são chamadas de **períodos**. Os elementos de um grupo têm propriedades químicas e físicas semelhantes, e aqueles dentro de um período têm propriedades que mudam progressivamente na tabela. Vários grupos de elementos têm nomes comuns que são usados com tanta frequência que devem ser aprendidos. Os elementos do Grupo IA, exceto H, são referidos como **metais alcalinos**, e os elementos do Grupo IIA são chamados de **metais alcalino-terrosos**. Os elementos do Grupo VIIA são chamados de **halogênios**, que significa “formadores de sal”, e os elementos do grupo VIIIA são chamados de **gases nobres** (ou raros).

TABLE 4-2 *The Periodic Table*

Alkali metals		Metals										Nonmetals					Noble gases	
Alkaline earth metals		Transition metals										Halogens					Noble gases	
IA (1)	IIA (2)											IIIA (13)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	VIIIA (18)	
1	1 H											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
2	3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
3	11 Na	12 Mg	III B (3)	IV B (4)	V B (5)	V I B (6)	V II B (7)	V III B (8) (9) (10)			I B (11)	I I B (12)	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	57 La	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 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt									
				* 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														
				† 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														

There are other systems for numbering the groups in the periodic table. We number the groups by the standard American system of A and B groups. An alternative system in which the groups are numbered 1 through 18 is shown in parentheses.

As propriedades gerais de metais e não metais são distintas. As propriedades físicas e químicas que distinguem os metais dos não metais estão resumidas nas Tabelas 4-3 e 4-4. Nem todos os metais e não metais possuem todas essas propriedades, mas compartilham a maioria delas em diferentes extensões. As propriedades físicas dos metais podem ser explicadas com base nas propriedades de ligações químicas em sólidos (Seção 13-17).

A Tabela 4-2, A Tabela Periódica, mostra como classificamos os elementos conhecidos como metais (mostrados em azul), não metais (castanho) e metalóides (verde). Os elementos à esquerda daqueles tocando a linha espessa em escada são metais (exceto hidrogênio), e aqueles à direita são não metais. Tal classificação é um tanto arbitrária, e vários elementos não se encaixam ordenadamente em qualquer classe. A maioria dos elementos adjacentes à linha pesada são frequentemente chamados de metalóides (ou semimetais), porque são metálicos (ou não metálicos) apenas em uma certa extensão.

TABLE 4-3 *Some Physical Properties of Metals and Nonmetals*

Metals	Nonmetals
1. High electrical conductivity that decreases with increasing temperature	1. Poor electrical conductivity (except carbon in the form of graphite)
2. High thermal conductivity	2. Good heat insulators (except carbon in the form of diamond)
3. Metallic gray or silver luster*	3. No metallic luster
4. Almost all are solids†	4. Solids, liquids, or gases
5. Malleable (can be hammered into sheets)	5. Brittle in solid state
6. Ductile (can be drawn into wires)	6. Nonductile

*Except copper and gold.

†Except mercury; cesium and gallium melt in a protected hand.

TABLE 4-4 *Some Chemical Properties of Metals and Nonmetals*

Metals	Nonmetals
1. Outer shells contain few electrons—usually three or fewer	1. Outer shells contain four or more electrons*
2. Form cations (positive ions) by losing electrons	2. Form anions (negative ions) by gaining electrons†
3. Form ionic compounds with nonmetals	3. Form ionic compounds with metals† and molecular (covalent) compounds with other nonmetals
4. Solid state characterized by metallic bonding	4. Covalently bonded molecules; noble gases are monatomic

*Except hydrogen and helium.

†Except the noble gases.

O caráter metálico aumenta de cima para baixo e diminui da esquerda para a direita com relação à posição na tabela periódica.

O céσιο, número atômico 55, é o metal natural mais ativo. Frâncio e rádio são radioativos e não ocorrem na natureza em quantidades apreciáveis. Os gases nobres raramente se ligam a outros elementos. São gases não reativos e monoatômicos. O mais ativo ametal é o flúor, número atômico 9.

O caráter não metálico diminui de cima para baixo e aumenta da esquerda para a direita na tabela periódica.

Metalóides mostram algumas propriedades que são características de metais e não metais. Muitos dos metalóides, como silício, germânio e antimônio, atuam como semicondutores, que são importantes em circuitos eletrônicos de estado sólido. Os **semicondutores** são isolantes em temperaturas mais baixas, mas tornam-se condutores em temperaturas mais altas (Seção 13-17). A condutividade dos metais, por outro lado, diminui com o aumento da temperatura.

O alumínio é o menos metálico dos metais e às vezes é classificado como metalóide. É de aparência metálica e um excelente condutor de eletricidade.

Neste e nos próximos capítulos estudaremos algumas reações químicas de elementos e seus compostos e relacionar as reações com a localização dos elementos na tabela periódica. Primeiro, descreveremos algumas propriedades importantes das soluções e o que elas nos dizem sobre a natureza e o comportamento das substâncias dissolvidas, os solutos.

4-2 SOLUÇÕES AQUOSAS: UMA INTRODUÇÃO

Aproximadamente três quartos da superfície da Terra são cobertos por água. Os fluidos corporais de todas as plantas e animais são principalmente água. Assim, podemos ver que muitas reações químicas importantes ocorrem em soluções aquosas (água), ou em contato com água. No Capítulo 4, introduzimos soluções e métodos para expressar concentrações de soluções. É útil conhecer os tipos de substâncias que são solúveis em água e as formas em que existem, antes de começarmos nosso estudo sistemático de reações químicas.

1 Eletrólitos e Extensão de Ionização

Os solutos que são solúveis em água podem ser classificados como eletrólitos ou não eletrólitos. **Eletrólitos** são substâncias cujas soluções aquosas conduzem corrente elétrica. **Eletrólitos fortes** são substâncias que conduzem bem a eletricidade em solução aquosa diluída. **Eletrólitos fracos** conduzem mal a eletricidade em solução aquosa diluída. Soluções aquosas de não eletrólitos não conduzem eletricidade. A corrente elétrica é conduzida através da solução aquosa pelo movimento de íons. A força de um eletrólito depende do número de íons em solução e das cargas desses íons (Figura 4-2).

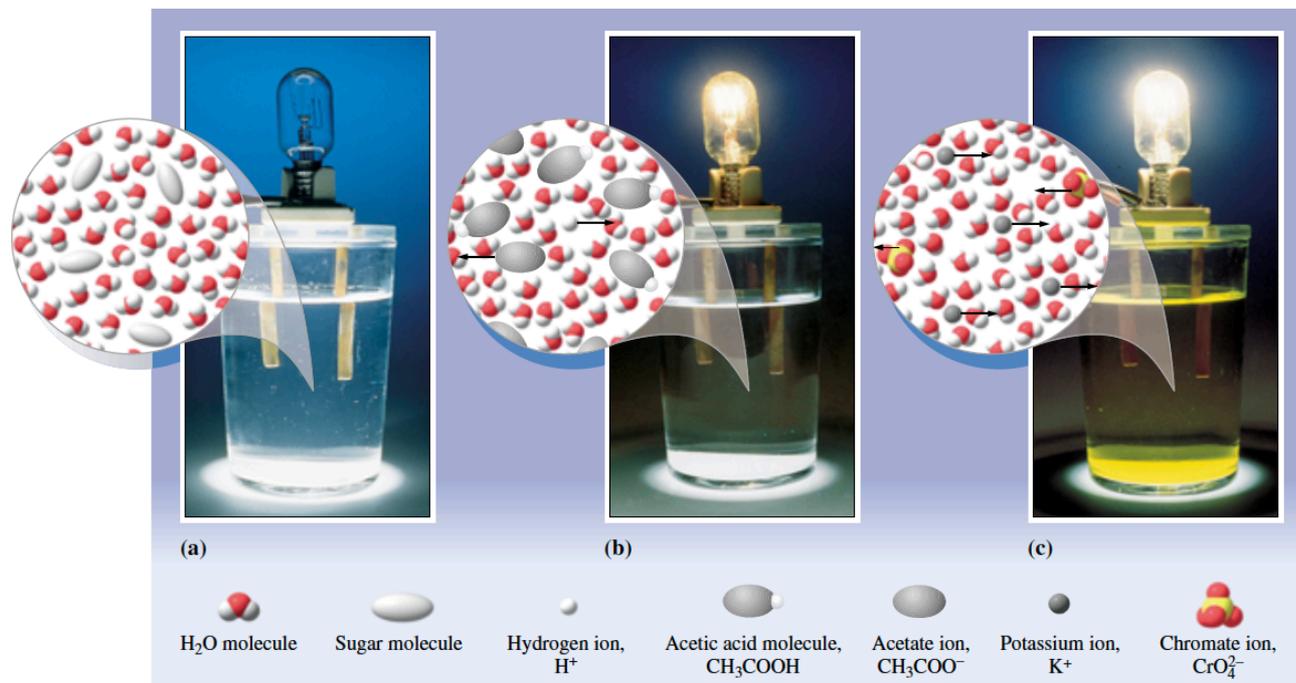
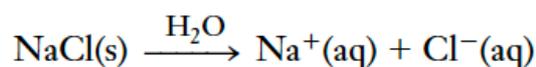
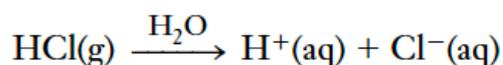


Figura 4-2. Um experimento para demonstrar a presença de íons em solução. Dois eletrodos de cobre são mergulhados em um líquido em um béquer. Quando o líquido contém significativa concentrações de íons, os íons se movem entre os eletrodos para completar o circuito (que ainda inclui uma lâmpada). (a) Água pura e açúcar não são eletrólitos. (b) Uma solução de um eletrólito fraco, ácido acético (CH_3COOH); contém baixas concentrações de íons, e assim o bulbo brilha fracamente. (c) Uma solução de um eletrólito forte, cromato de potássio (K_2CrO_4); contém uma alta concentração de íons, e assim a lâmpada brilha intensamente.

A **dissociação** refere-se ao processo no qual um composto iônico sólido, como o NaCl , separa em seus íons em solução:



Compostos moleculares, por exemplo, HCl puro, existem como moléculas discretas e não contêm íons; no entanto, muitos desses compostos formam íons em solução. A **ionização** refere-se a o processo no qual um composto molecular separa ou reage com a água para formar íons em solução:



Três classes principais de solutos são eletrólitos fortes: (1) ácidos fortes, (2) bases e (3) a maioria dos sais solúveis. Esses compostos são completamente ou quase completamente ionizados (ou dissociados) em soluções aquosas diluídas e, portanto, são eletrólitos fortes.

Um **ácido** pode ser definido como uma substância que produz íons de hidrogênio, H^+ , em meio de soluções aquosas. Geralmente escrevemos as fórmulas dos ácidos inorgânicos com o hidrogênio escrito primeiro. Os ácidos orgânicos muitas vezes podem ser reconhecidos pela presença do grupo $COOH$ na fórmula. Uma **base** é uma substância que produz íons hidróxido, OH^- , em soluções aquosas. Um **sal** é um composto que contém um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente do íon hidróxido, OH^- , ou íon óxido, O^{2-} (consulte a Tabela 2-3 na página 55). Como veremos mais adiante neste capítulo, sais são formados quando ácidos reagem com bases.

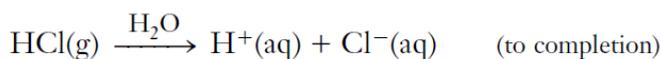
2 Ácidos Fortes e Fracos

Por uma questão de conveniência, classificamos os ácidos em duas classes: ácidos fortes e ácidos fracos. Ácidos fortes ionizam (separam em íons de hidrogênio e ânions estáveis) completamente, ou muitos casos quase completamente, em solução aquosa diluída. Os sete ácidos fortes comuns e seus os ânions estão listados na Tabela 4-5. Por favor, aprenda esta pequena lista; você pode então assumir que outros ácidos que você encontra são fracos.

TABELA 4-5		ÁCIDOS FORTES COMUNS E SEUS ÂNIONS	
Ácidos Fortes Comuns		Ânions Destes Ácidos Fortes	
<i>Fórmula</i>	<i>Nome</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Nome</i>
HCl	Ácido clorídrico	Cl^-	Íon cloreto
HBr	Ácido bromídrico	Br^-	Íon brometo
HI	Ácido iodídrico	I^-	Íon iodeto
HNO_3	Ácido nítrico	NO_3^-	Íon nitrato
$HClO_4$	Ácido perclórico	ClO_4^-	Íon perclorato
$HClO_3$	Ácido clórico	ClO_3^-	Íon clorato
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	HSO_4^-	Íon hidrogenosulfato
		SO_4^{2-}	Íon sulfato

Como os ácidos fortes ionizam completamente ou quase completamente em soluções diluídas, suas soluções contêm predominantemente íons em vez de moléculas de ácido. Considere a ionização de ácido clorídrico. O cloreto de hidrogênio puro, HCl, é um composto molecular que é um gás à temperatura

ambiente e à pressão atmosférica. Quando se dissolve em água, reage quase 100% para produzir uma solução que contém íons de hidrogênio e íons de cloreto:



Equações semelhantes podem ser escritas para todos os ácidos fortes.

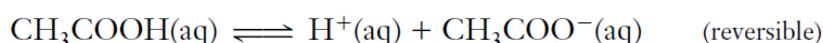
Ácidos fracos ionizam apenas ligeiramente (geralmente menos de 5%) em solução aquosa diluída. Alguns ácidos fracos comuns e seus ânions são dados na Tabela 4-6.

A equação para a ionização do ácido acético, CH_3COOH , em água é típica de ácidos fracos:

TABELA 4-6		Alguns Ácidos Fracos e Seus Ânions	
Ácidos Fracos Comuns		Ânions Destes Ácidos Fracos	
Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
HF^*	ácido fluorídrico	F^-	Íon fluoreto
CH_3COOH	ácido acético	CH_3COO^-	Íon acetato
HCN	ácido cianídrico	CN^-	Íon cianeto
HNO_2^\dagger	ácido nitroso	NO_2^-	Íon nitrito
$\text{H}_2\text{CO}_3^\dagger$	1. ácido carbônico	$\begin{cases} \text{HCO}_3^- \\ \text{CO}_3^{2-} \end{cases}$	Íon hidrogênio carbonato Íon carbonato
$\text{H}_2\text{SO}_3^\dagger$	ácido sulfuroso	$\begin{cases} \text{HSO}_3^- \\ \text{SO}_3^{2-} \end{cases}$	Íon hidrogênio sulfito Íon sulfito
H_3PO_4	ácido fosfórico	$\begin{cases} \text{H}_2\text{PO}_4^- \\ \text{HPO}_4^{2-} \\ \text{PO}_4^{3-} \end{cases}$	Íon dihidrogênio fosfato Íon hidrogênio fosfato Íon fosfato
$(\text{COOH})_2$	ácido oxálico	$\begin{cases} \text{H}(\text{COO})_2^- \\ (\text{COO})_2^{2-} \end{cases}$	Íon hidrogênio oxalato Íon oxalato

*HF é um ácido fraco, enquanto HCl, HBr e HI são ácidos fortes.

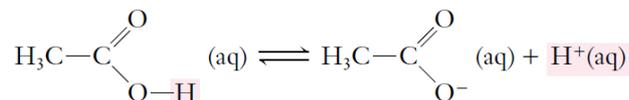
†As moléculas de ácido livre existem apenas em solução aquosa diluída ou não existem. Muitos sais desses ácidos são, no entanto, compostos estáveis.



A seta dupla \rightleftharpoons geralmente significa que a reação ocorre em ambas as direções e que a reação direta não é completa. Todos estamos familiarizados com soluções de ácido acético. O vinagre é 5% de ácido acético em massa. Nosso uso de azeite e vinagre como tempero na salada sugere que o ácido acético é um ácido

fraco; não poderíamos beber com segurança uma solução a 5% de qualquer ácido forte. Para ser específico, o ácido acético é 0,5% ionizado (e 99,5% não ionizado) em solução a 5%.

Uma infinidade de ácidos orgânicos ocorre em sistemas vivos. Os ácidos orgânicos contêm o agrupamento carboxilato de átomos, XCOOH. Os ácidos orgânicos mais comuns são fracos. Eles podem ionizar ligeiramente quebrando a ligação OXH, conforme mostrado na página a seguir para o ácido acético:



Os ácidos orgânicos serão discutidos mais adiante. Alguns ácidos orgânicos fracos de ocorrência natural são o ácido tartárico (uvas), ácido láctico (leite azedo) e ácido fórmico (formigas). Ácido carbônico, H_2CO_3 e ácido cianídrico, $\text{HCN}(\text{aq})$, são dois ácidos comuns que contêm carbono, mas que são considerados ácidos inorgânicos. Os ácidos inorgânicos são frequentemente chamados de ácidos minerais porque eles são obtidos principalmente de fontes não vivas.



Muitos alimentos comuns e produtos domésticos são ácidos (sumo de laranja, vinagre, refrigerante, frutas cítricas) ou básicos (preparações de limpeza, cozedura refrigerante).

EXEMPLO 4-1 Ácidos fortes e fracos

Nas seguintes listas de ácidos comuns, quais são fortes e quais são fracos?
(a) H_3PO_4 , HCl , H_2CO_3 , HNO_3 ; (b) HClO_4 , H_2SO_4 , HClO , HF .

Plano

Lembramos que a Tabela 4-5 lista os ácidos fortes comuns. Outros ácidos comuns são assumidos ser fracos.

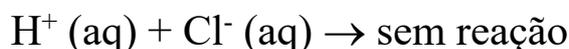
Solução

- (a) HCl e HNO₃ são ácidos fortes; H₃PO₄ e H₂CO₃ são ácidos fracos.
(b) HClO₄ e H₂SO₄ são ácidos fortes; HClO e HF são ácidos fracos.
-

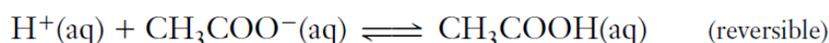
3 Reações Reversíveis

As reações que podem ocorrer em ambas as direções são reações reversíveis. Usamos uma seta dupla (\rightleftharpoons) para indicar que uma reação é reversível. Qual é a diferença fundamental entre as reações que se completam e as que são reversíveis?

Nós vimos que a ionização do HCl em água é quase completa. Suponha que dissolvamos um pouco de sal de mesa, NaCl, em água e, em seguida, adicionamos um pouco de ácido nítrico diluído a ele. A solução resultante contém íons Na⁺ e Cl⁻ (da dissociação de NaCl), bem como H⁺ e NO₃⁻ (da ionização do HNO₃). Os íons H⁺ e Cl⁻ não reagem significativamente para formar moléculas de HCl; que seria o inverso da ionização do HCl.



Em contraste, quando uma amostra de acetato de sódio, NaCH₃COO, é dissolvida em H₂O e misturado com ácido nítrico, a solução resultante inicialmente contém Na⁺, CH₃COO⁻, H⁺ e NO₃⁻. Mas a maioria dos íons H⁺ e CH₃COO⁻ se combinam para produzir moléculas de ácido acético, o inverso da ionização do ácido. Assim, a ionização de ácido acético, como o de qualquer outro eletrólito fraco, é reversível.

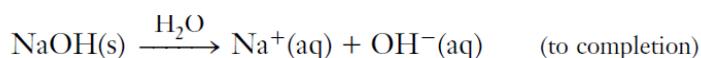


4 Bases Fortes, Bases Insolúveis e Bases Fracas

As bases mais comuns são hidróxidos de metais iônicos. As bases fortes são solúveis em água e dissociam-se completamente em solução aquosa diluída. As bases fortes comuns estão listadas na Tabela 4-7.

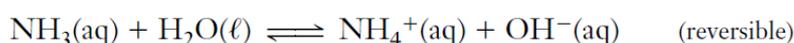
TABELA 4-7		Bases Fortes Comuns	
Grupo IA		Grupo IIA	
LiOH	<i>Hidróxido de lítio</i>	Ca(OH) ₂	<i>Hidróxido de cálcio</i>
LiOH	<i>Hidróxido de sódio</i>	Sr(OH) ₂	<i>Hidróxido de estrôncio</i>
KOH	<i>Hidróxido de potássio</i>	Ba(OH) ₂	<i>Hidróxido de bário</i>
RbOH	<i>Hidróxido de rubídio</i>		
CsOH	<i>Hidróxido de célio</i>		

São os hidróxidos dos metais do Grupo IA e os membros mais pesados do Grupo IIA. A equação para a dissociação do hidróxido de sódio em água é típica. Equações semelhantes podem ser escritas para outras bases fortes.



Outros metais formam hidróxidos iônicos, mas estes são tão pouco solúveis em água que eles não podem produzir soluções fortemente básicas. São chamadas de bases insolúveis ou às vezes bases pouco solúveis. Exemplos típicos incluem Cu(OH)₂, Zn(OH)₂, Fe(OH)₂, e Fe(OH)₃.

Bases fracas comuns são substâncias moleculares que são solúveis em água, mas formam apenas baixas concentrações de íons em solução. A base fraca mais comum é a amônia, NH₃.



Compostos contendo N intimamente relacionados, as aminas, como metilamina, CH₃NH₂, e anilina, C₆H₅NH₂, também são bases fracas. Nicotina (encontrada no tabaco) e cafeína (encontradas no café, chá e refrigerantes à base de cola) são aminas que ocorrem naturalmente.

EXEMPLO 4-2 Bases de Classificação

Das listas a seguir, escolha (i) as bases fortes, (ii) as bases insolúveis e (iii) as bases fracas: (a) NaOH, Cu(OH)₂, Pb(OH)₂, Ba(OH)₂; (b) Fe(OH)₃, KOH, Mg(OH)₂, Sr(OH)₂, NH₃.

Plano

(i) Lembramos que a Tabela 4-7 lista as bases fortes comuns. (ii) Outros hidróxidos de metais comuns são considerados bases insolúveis. (iii) compostos intimamente relacionado contendo amônia e nitrogênio, as aminas, são bases fracas comuns.

Solução

(a)

(i) As bases fortes são NaOH e Ba(OH)₂, então

(ii) as bases insolúveis são Cu(OH)₂ e Pb(OH)₂.

(b)

(i) As bases fortes são KOH e Sr(OH)₂, então

(ii) as bases insolúveis são Fe(OH)₃ e Mg(OH)₂, e

(iii) a base fraca é NH₃.

5 Diretrizes de Solubilidade para Compostos em Solução Aquosa

A solubilidade é um fenômeno complexo, e não é possível dar um resumo completo de todas as nossas observações. O breve resumo seguinte para solutos em soluções aquosas será muito útil. Essas generalizações são frequentemente chamadas de diretrizes de solubilidade. Compostos cuja solubilidade em água é inferior a cerca de 0,02 mol/L são geralmente classificados como compostos insolúveis, enquanto os mais solúveis são classificados como compostos solúveis. Nenhuma substância gasosa ou sólida é infinitamente solúvel em água. Você pode desejar revisar as Tabelas 2-3 (página 55), 4-5 e 4-6. Elas listam alguns íons comuns. A tabela 4-15 contém uma lista mais abrangente.

1. Os ácidos inorgânicos comuns são solúveis em água. Os ácidos orgânicos de baixo peso molecular também são solúveis.

2. Todos os compostos comuns, dos íons metálicos do Grupo IA (Li, Na, K, Rb, Cs) e o íon amônio, NH₄, são solúveis em água.

3. Os nitratos comuns, NO₃⁻; acetatos, CH₃COO⁻; cloratos, ClO₃⁻ e percloratos, ClO₄⁻, são solúveis em água.

4. (a) Os cloretos comuns, Cl⁻, são solúveis em água, exceto AgCl, Hg₂Cl₂ e PbCl₂.

(b) Os brometos comuns, Br⁻, e iodetos, I⁻, mostram aproximadamente o mesmo comportamento de solubilidade como cloretos, mas existem algumas exceções. Como esses íons haletos (Cl⁻, Br⁻, I⁻) aumentam de tamanho, as solubilidades de seus íons ligeiramente solúveis compostos diminuem.

(c) Os fluoretos comuns, F^- , são solúveis em água, exceto MgF_2 , CaF_2 , SrF_2 , BaF_2 e PbF_2 .

5. Os sulfatos comuns, SO_4^{2-} , são solúveis em água, exceto $PbSO_4$, $BaSO_4$ e $HgSO_4$; $CaSO_4$, $SrSO_4$ e Ag_2SO_4 que são moderadamente solúveis.

6. Os hidróxidos de metais comuns, OH^- , são insolúveis em água, exceto aqueles dos metais do Grupo IA e os membros mais pesados dos metais do Grupo IIA, começando com $Ca(OH)_2$.

7. Os carbonatos comuns, CO_3^{2-} , fosfatos, PO_4^{3-} e arseniados, AsO_4^{3-} , são insolúveis em água, exceto aqueles dos metais do Grupo IA e NH_4^+ . O $MgCO_3$ é moderadamente solúvel.

8. Os sulfetos comuns, S_2 , são insolúveis em água, exceto aqueles do Grupo IA e os metais do grupo IIA e o íon amônio.

A Tabela 4-8 resume muitas das informações sobre as diretrizes de solubilidade. Distinguimos entre eletrólitos fortes e fracos e entre solúveis e compostos insolúveis. Vejamos agora como podemos descrever reações químicas em soluções.

TABLE 4-8 Solubility Guidelines for Common Ionic Compounds in Water

Generally Soluble	Exceptions
Na^+ , K^+ , NH_4^+ compounds	No common exceptions
fluorides (F^-)	Insoluble: MgF_2 , CaF_2 , SrF_2 , BaF_2 , PbF_2
chlorides (Cl^-)	Insoluble: $AgCl$, Hg_2Cl_2 Soluble in hot water: $PbCl_2$
bromides (Br^-)	Insoluble: $AgBr$, Hg_2Br_2 , $PbBr_2$ Moderately soluble: $HgBr_2$
iodides (I^-)	Insoluble: many heavy-metal iodides
sulfates (SO_4^{2-})	Insoluble: $BaSO_4$, $PbSO_4$, $HgSO_4$ Moderately soluble: $CaSO_4$, $SrSO_4$, Ag_2SO_4
nitrates (NO_3^-), nitrites (NO_2^-)	Moderately soluble: $AgNO_2$
chlorates (ClO_3^-), perchlorates (ClO_4^-)	Moderately soluble: $KClO_4$
acetates (CH_3COO^-)	Moderately soluble: $AgCH_3COO$
Generally Insoluble	Exceptions
sulfides (S^{2-})	Soluble: those of NH_4^+ , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+}
oxides (O^{2-}), hydroxides (OH^-)	Soluble: Li_2O^* , $LiOH$, Na_2O^* , $NaOH$, K_2O^* , KOH , BaO^* , $Ba(OH)_2$ Moderately soluble: CaO^* , $Ca(OH)_2$, SrO^* , $Sr(OH)_2$
carbonates (CO_3^{2-}), phosphates (PO_4^{3-}), arsenates (AsO_4^{3-})	Soluble: those of NH_4^+ , Na^+ , K^+

*Dissolves with evolution of heat and formation of hydroxides.

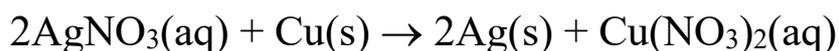
4-3 REAÇÕES EM SOLUÇÕES AQUOSAS

Muitas reações químicas importantes ocorrem em soluções aquosas. Neste capítulo você deve aprender a descrever tais reações aquosas e a prever os produtos de muitas reações. Vamos primeiro ver como escrevemos equações químicas que descrevem reações em soluções. Usamos três tipos de equações químicas. A Tabela 4-9 mostra os tipos de informações sobre cada substância que usamos ao escrever equações para reações em soluções. Alguns exemplos típicos estão incluídos.

TABELA 4-9	Ligações, Solubilidades, Características eletrolíticas e formas predominantes do Solute em Contato com Água						
	<i>Solubility, Electrolyte Characteristics, and Predominant Forms of Solutes in Contact with Water</i>						
	Acids		Bases			Salts	
<i>Strong acids</i>	<i>Weak acids</i>	<i>Strong bases</i>	<i>Insoluble bases</i>	<i>Weak bases</i>	<i>Soluble salts</i>	<i>Insoluble salts</i>	
Exemplos	HCl	CH ₃ COOH	NaOH	Mg(OH) ₂	NH ₃	KCl, NaNO ₃	BaSO ₄ , AgCl
Compostos puros iônicos ou moleculares?	HNO ₃	HF	Ca(OH) ₂	Al(OH) ₃	CH ₃ NH ₂	NH ₄ Br	Ca ₃ (PO ₄) ₂
Solúveis ou insolúveis em água?	Molecular	Molecular	Ionic	Ionic	Molecular	Ionic	Ionic
≈ 100% ionizado ou dissociado em soluções aquosas diluídas?	Soluble*	Soluble*	Soluble	Insoluble	Soluble†	Soluble	Insoluble
Escritos em equações iônicas como	Yes	No	Yes	(footnote‡)	No	Yes§	(footnote‡)
	Separate ions	Molecules	Separate ions	Complete formulas	Molecules	Separate ions	Complete formulas

Consulte a Tabela 4-9 com frequência ao estudar as seções seguintes.

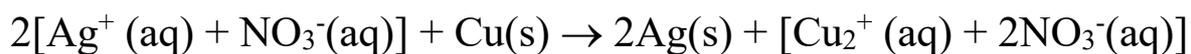
1. Nas equações da fórmula unitária, mostramos fórmulas completas para todos os compostos. Quando o cobre metálico é adicionado a uma solução de nitrato de prata (incolor), o metal mais ativo - cobre - desloca íons de prata da solução. A solução resultante contém nitrato de cobre (II) azul e prata metálica se forma como um sólido finamente dividido (Figura 4-3):



Tanto o nitrato de prata quanto o nitrato de cobre (II) são compostos iônicos solúveis (para orientações de solubilidades consulte a Tabela 4-8).

2. Nas equações iônicas totais, as fórmulas são escritas para mostrar a forma (predominante) em que cada substância existe quando está em contato com solução aquosa. Frequentemente usamos colchetes em equações iônicas totais para mostrar

íons que têm uma fonte comum ou que permanecem em solução após o término da reação. A equação iônica total para esta reação é



O exame da equação iônica total mostra que íons NO_3^- não participam na reação. Como eles não mudam, eles são frequentemente chamados de íons “espectadores”.

3. Nas equações iônicas líquidas, mostramos apenas as espécies que reagem. A equação iônica líquida é obtida eliminando os íons espectadores e os colchetes da equação iônica total.



As equações iônicas líquidas nos permitem focar na essência de uma reação química em soluções. Por outro lado, se estamos lidando com cálculos estequiométricos, frequentemente devemos lidar com fórmulas pesos e, portanto, com as fórmulas completas de todas as espécies. Nesses casos, as equações da fórmula unitária são mais úteis. As equações iônicas totais fornecem a ponte entre os dois.

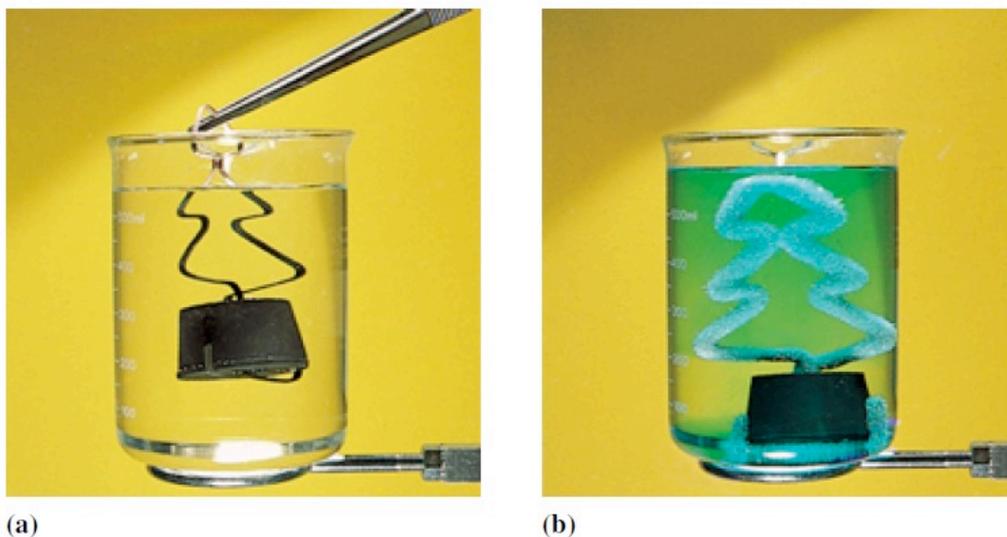


Figura 4-3: (a) Fio de cobre e uma solução de nitrato de prata. (b) O fio de cobre foi colocado na solução e alguns filamentos finamente divididos de prata se depositou no fio. A solução é azul porque contém nitrato de cobre(II).

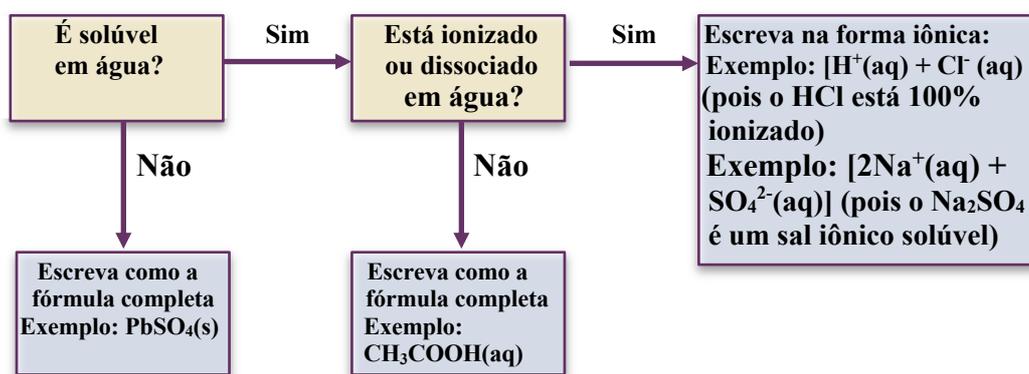
Dica para solução de problemas: escrevendo equações iônicas

O gráfico a seguir ajudará a decidir quais fórmulas unitárias devem ser escritas com os íons separados na equação iônica total e quais devem ser escritos como

fórmulas unitárias inalteradas. Você deve responder a duas perguntas sobre uma substância para determinar se deve ser escrito na forma iônica ou como uma fórmula unitária nas equações iônicas total e líquida.

1. Dissolve-se em água? Se não, escreva a fórmula completa.
2. (a) Se se dissolve, ioniza (um ácido forte)?
(b) Se ela se dissolve, ela se dissocia (uma base forte ou um sal solúvel)?

Se a resposta para qualquer parte da segunda pergunta for sim, a substância é um eletrólito forte solúvel, e sua fórmula é escrita na forma iônica.



Lembre-se das listas de ácidos fortes (Tabela 4-5) e bases fortes (Tabela 4-7). Esses ácidos e bases são completamente ou quase completamente ionizadas ou dissociadas em soluções aquosas diluídas. Outros ácidos e bases comuns são insolúveis ou apenas ligeiramente ionizados ou dissociado. Além disso, as diretrizes de solubilidade acima permitem que você determine quais sais são solúveis em água. A maioria dos sais solúveis em água também são eletrólitos fortes. Exceções como acetato de chumbo, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, que é solúvel, mas não ioniza apreciavelmente, serão anotados à medida que forem encontrados. As únicas substâncias comuns que devem ser escritas como íons em equações iônicas são (1) ácidos fortes, (2) bases fortes e (3) sais iônicos solúveis.

4-4 NÚMEROS DE OXIDAÇÃO

As muitas reações que envolvem a transferência de elétrons de uma espécie para outra são chamadas reações de oxidação-redução, ou simplesmente, reações redox. Usamos números de oxidação para acompanhar as transferências de elétrons. A nomenclatura sistemática de compostos (Seções 4-11 e 4-12) também faz uso de números de oxidação. O número de oxidação, ou estado de oxidação, de um elemento em um simples composto binário iônico é o número de elétrons ganhos ou perdidos por um átomo desse elemento quando ele forma o composto.

No caso de um íon de átomo único, corresponde à carga real no íon. Em compostos moleculares, os números de oxidação não têm o mesmo significado que eles têm em compostos iônicos binários. Os números de oxidação, no entanto, são muito úteis na escrita de fórmulas e no balanceamento de equações. Em espécies moleculares, os números de oxidação são atribuídos de acordo com um conjunto arbitrário de regras. Ao elemento mais distante à direita e mais acima na tabela periódica é atribuído um número de oxidação negativo, e ao elemento mais à esquerda e mais abaixo na tabela periódica é atribuído um número de oxidação positivo.

Seguem algumas regras para atribuir números de oxidação. Essas regras não são abrangentes, mas cobrem a maioria dos casos. Ao aplicar essas regras, tenha em mente dois pontos importantes. Primeiro, os números de oxidação são sempre atribuídos por átomo; segundo, trate as regras na ordem de importância decrescente - a primeira regra que se aplica tem precedência sobre quaisquer regras subsequentes que parecem se aplicar.

1. O número de oxidação dos átomos em qualquer elemento livre e não combinado é zero. Isto inclui elementos poliatômicos como H_2 , O_2 , O_3 , P_4 e S_8 .
2. O número de oxidação de um elemento em um íon simples (monatômico) é igual à carga do íon.
3. A soma dos números de oxidação de todos os átomos de um composto é zero.
4. Em um íon poliatômico, a soma dos números de oxidação dos átomos constituintes é igual à carga do íon.
5. O flúor tem um número de oxidação de -1 em seus compostos.
6. O hidrogênio tem um número de oxidação de +1 em compostos, a menos que seja combinado com metais, neste caso tem um número de oxidação de -1. Exemplos dessas exceções são NaH e CaH_2 .
7. O oxigênio geralmente tem um número de oxidação de -2 em seus compostos. Há algumas exceções:
 - (a) O oxigênio tem um número de oxidação de -1 no peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , e em peróxidos que contêm o íon O_2^{2-} ; exemplos são CaO_2 e Na_2O_2 .
 - (b) O oxigênio tem número de oxidação -1/2 em superóxidos, que contêm o íon O_2^- ; exemplos são KO_2 e RbO_2 .
 - (c). Quando combinado com flúor em OF_2 , o oxigênio tem um número de oxidação de +2.

8. A posição do elemento na tabela periódica ajuda a atribuir o seu número de oxidação:

(a). Os elementos do grupo IA têm números de oxidação de +1 em todos os seus compostos.

(b). Os elementos do grupo IIA têm números de oxidação +2 em todos os seus compostos.

(c). Os elementos do grupo IIIA têm números de oxidação +3 em todos os seus compostos, com algumas raras exceções.

(d). Os elementos do grupo VA têm números de oxidação de -3 em compostos binários com metais, como H, ou com NH_4^+ . As exceções são compostos com um elemento do Grupo VA combinado com um elemento à sua direita na tabela periódica; nesse caso, seus números de oxidação podem ser encontrados usando as regras 3 e 4.

(e). Os elementos do grupo VIA abaixo do oxigênio têm números de oxidação de -2 nos compostos binários com metais, com o H, ou com o NH_4^+ . Quando esses elementos são combinados com oxigênio ou com um halogênio mais leve, seus números de oxidação podem ser encontrado usando as regras 3 e 4.

(f). Os elementos do grupo VIIA têm números de oxidação de -1 em compostos binários com metais, com H, com NH_4^+ , ou com um halogênio mais pesado. Quando esses elementos exceto flúor (ou seja, Cl, Br, I) são combinados com oxigênio ou com um halogênio mais leve, seus números de oxidação podem ser encontrados usando as regras 3 e 4.

A Tabela 4-10 resume as regras de 5 a 8, com muitos exemplos.

EXEMPLO 4-3 Números de Oxidação

Determine os números de oxidação do nitrogênio nas seguintes espécies: (a) N_2O_4 , (b) NH_3 , (c) HNO_3 , (d) NO_3^- , (e) N_2 .

Plano

Primeiro atribuímos números de oxidação a elementos que exibem um único número de oxidação comum (consulte a Tabela 4-10). Lembramos que os números de oxidação são representados por átomo e que a soma dos números de oxidação em um composto é zero, e a soma dos números de oxidação em um íon é igual à carga do íon.

TABLE 4-10 Common Oxidation Numbers (States) for Group A Elements in Compounds and Ions

Element(s)	Common Ox. Nos.	Examples	Other Ox. Nos.
H	+1	H ₂ O, CH ₄ , NH ₄ Cl	-1 in metal hydrides, e.g., NaH, CaH ₂
Group IA	+1	KCl, NaH, RbNO ₃ , K ₂ SO ₄	None
Group IIA	+2	CaCl ₂ , MgH ₂ , Ba(NO ₃) ₂ , SrSO ₄	None
Group IIIA	+3	AlCl ₃ , BF ₃ , Al(NO ₃) ₃ , GaI ₃	None in common compounds
Group IVA	+2 +4	CO, PbO, SnCl ₂ , Pb(NO ₃) ₂ CCl ₄ , SiO ₂ , SiO ₃ ²⁻ , SnCl ₄	Many others are also seen for C and Si
Group VA	-3 in binary compounds with metals -3 in NH ₄ ⁺ , binary compounds with H	Mg ₃ N ₂ , Na ₃ P, Cs ₃ As NH ₃ , PH ₃ , AsH ₃ , NH ₄ ⁺	+3, e.g., NO ₂ ⁻ , PCl ₃ +5, e.g., NO ₃ ⁻ , PO ₄ ³⁻ , AsF ₅ , P ₄ O ₁₀
O	-2	H ₂ O, P ₄ O ₁₀ , Fe ₂ O ₃ , CaO, ClO ₃ ⁻	+2 in OF ₂ -1 in peroxides, e.g., H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ -½ in superoxides, e.g., KO ₂ , RbO ₂
Group VIA (other than O)	-2 in binary compounds with metals and H -2 in binary compounds with NH ₄ ⁺	H ₂ S, CaS, Fe ₂ S ₃ , Na ₂ Se (NH ₄) ₂ S, (NH ₄) ₂ Se	+4 with O and the lighter halogens, e.g., SO ₂ , SeO ₂ , Na ₂ SO ₃ , SO ₃ ²⁻ , SF ₄ +6 with O and the lighter halogens, e.g., SO ₃ , TeO ₃ , H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ , SF ₆
Group VIIA	-1 in binary compounds with metals and H -1 in binary compounds with NH ₄ ⁺	MgF ₂ , KI, ZnCl ₂ , FeBr ₃ NH ₄ Cl, NH ₄ Br	Cl, Br, or I with O or with a lighter halogen +1, e.g., BrF, ClO ⁻ , BrO ⁻ +3, e.g., ICl ₃ , ClO ₂ ⁻ , BrO ₂ ⁻ +5, e.g., BrF ₅ , ClO ₃ ⁻ , BrO ₃ ⁻ +7, e.g., IF ₇ , ClO ₄ ⁻ , BrO ₄ ⁻

Solução:

(a) O número de oxidação de O é -2. A soma dos números de oxidação de todos os átomos em um composto deve ser zero:

$$\begin{array}{l} \text{ox. no./atom: } \overset{x}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}} \\ \text{N}_2\text{O}_4 \\ \text{total ox. no.: } 2x + 4(-2) = 0 \quad \text{or} \quad x = +4 \end{array}$$

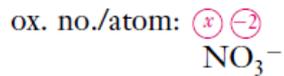
(b) O número de oxidação de H é +1:

$$\begin{array}{l} \text{ox. no./atom: } \overset{x}{\text{N}} \overset{+1}{\text{H}} \\ \text{NH}_3 \\ \text{total ox. no.: } x + 3(1) = 0 \quad \text{or} \quad x = -3 \end{array}$$

(c) O número de oxidação de H é +1 e o número de oxidação de O é -2.

$$\begin{array}{l} \text{ox. no./atom: } \overset{+1}{\text{H}} \overset{x}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}} \\ \text{HNO}_3 \\ \text{total ox. no.: } 1 + x + 3(-2) = 0 \quad \text{or} \quad x = +5 \end{array}$$

(d) A soma dos números de oxidação de todos os átomos em um íon é igual à carga do íon:



$$\text{total ox. no.: } x + 3(-2) = -1 \quad \text{or} \quad x = +5$$

(e) O número de oxidação de qualquer elemento livre é zero.

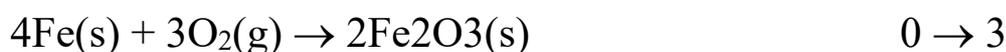
CLASSIFICAÇÃO DE REAÇÕES QUÍMICAS

Discutiremos agora as reações químicas com mais detalhes. Nós as classificamos como reações de oxidação-redução, reações de combinação, reações de decomposição, reações de deslocamento, e reações de metátese. O último tipo pode ser descrito como precipitação reações, reações ácido-base (neutralização) e reações de formação de gás. Vamos ver que muitas reações, especialmente reações de oxidação-redução, se encaixam em mais de uma categoria, e que algumas reações não se encaixam perfeitamente em nenhuma delas. À medida que estudamos diferentes tipos de reações químicas, aprenderemos a prever os produtos de outras reações semelhantes. Mais adiante descreveremos reações típicas de hidrogênio, oxigênio e seus compostos. Essas reações ilustrarão as relações periódicas com relação a propriedades. Deve-se enfatizar que nosso sistema não é uma tentativa de transformar a natureza para que se encaixe em pequenas categorias, mas sim um esforço para dar alguma ordem aos nossos muitas observações da natureza.

4-5 REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO: UMA INTRODUÇÃO

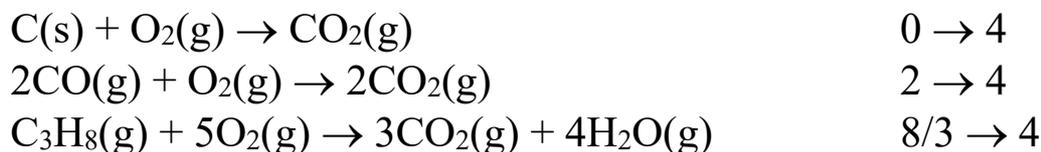
O termo “oxidação” originalmente se referia à combinação de uma substância com oxigênio. Isso resulta em um aumento no número de oxidação de um elemento nessa substância. De acordo com a definição original, as seguintes reações envolvem oxidação da substância mostrada na extrema esquerda das equações. Números de oxidação são mostrados para um átomo de uma certa espécie.

1. A formação de ferrugem, Fe_2O_3 , óxido de ferro(III):
estado de oxidação do Fe:

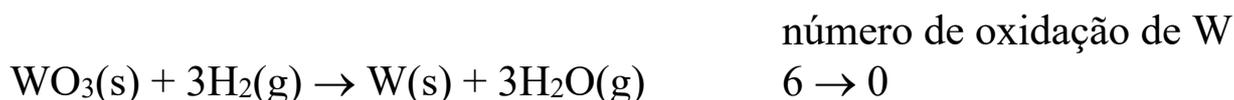


2. Reações de combustão:

estado de oxidação do C



Originalmente, a redução descrevia a remoção de oxigênio de um composto. Minérios de óxido são reduzidos a metais (uma redução muito real na massa). Por exemplo, tungstênio para uso em filamentos de lâmpadas podem ser preparados por redução de óxido de tungstênio(VI) com hidrogênio em 1200°C:



O tungstênio é reduzido e seu estado de oxidação diminui de 6 para zero. O hidrogênio é oxidado de zero a 1. Os termos “oxidação” e “redução” são agora aplicado de forma muito mais ampla.

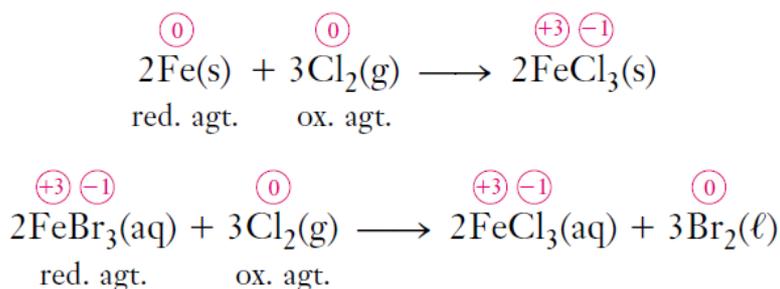
A oxidação é um aumento no número de oxidação e corresponde à perda, ou perda aparente de elétrons. A redução é uma diminuição do número de oxidação e corresponde a um ganho, ou ganho aparente, de elétrons.

Os elétrons não são criados nem destruídos em reações químicas. Portanto, oxidação e redução sempre ocorrem simultaneamente, e na mesma medida, em reações químicas comuns. Nas quatro equações citadas anteriormente como exemplos de oxidação, os números de oxidação de átomos de ferro e carbono aumentam à medida que são oxidados. Em cada caso, o oxigênio é reduzido como seu número de oxidação diminui de zero para 2.

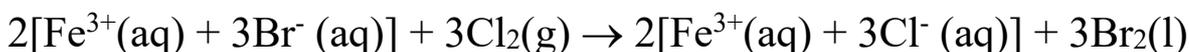
Como a oxidação e a redução ocorrem simultaneamente em todas essas reações, elas são chamadas de reações de oxidação-redução. Por brevidade, geralmente os chamamos de reações redox. As reações redox ocorrem em quase todas as áreas da química e bioquímica. Precisam ser capazes de identificar agentes oxidantes e agentes redutores e equilibrar a equações de oxidação- redução. Essas habilidades são necessárias para o estudo da eletroquímica. A eletroquímica envolve a transferência de elétrons entre agentes oxidantes e redutores e inter conversões entre energia química e energia elétrica. Essas habilidades também são fundamentais para o estudo da biologia, bioquímica e ciência dos materiais.

Os agentes oxidantes são espécies que (1) oxidam outras substâncias, (2) contêm átomos que são reduzidos e (3) ganham (ou parecem ganhar) elétrons. Os agentes redutores são espécies que (1) reduzem outras substâncias, (2) contêm átomos que são oxidados e (3) perdem (ou parecem perder) elétrons.

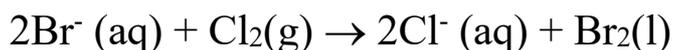
As equações a seguir representam exemplos de reações redox. Os números de oxidação são mostrados acima as fórmulas, e os agentes oxidantes e redutores são indicados:



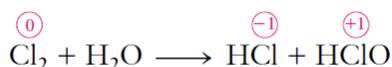
As equações para reações redox também podem ser escritas como equações iônicas totais e iônicas líquidas. Por exemplo, a segunda equação também pode ser escrita como:



Distinguimos entre números de oxidação e cargas reais nos íons denotando oxidação números como +n ou -n *em círculos vermelhos logo acima dos símbolos dos elementos*, e como cargas +n ou -n *acima e à direita das fórmulas de íons*. Os íons espectadores, Fe^{3+} , não participam da transferência de elétrons. Seu cancelamento nos permite focar no agente oxidante, $\text{Cl}_2(\text{g})$, e no agente redutor, $\text{Br}^{-}(\text{aq})$.



Uma reação de desproporção é uma reação redox na qual o mesmo elemento é oxidado e reduzido. Um exemplo é:



EXEMPLO 4-4 Reações Redox

Escreva cada uma das seguintes equações de fórmula unitária ou como uma equação iônica líquida se as duas forem diferentes. Quais são reações redox? Para as reações redox, identifique o agente oxidante, o agente redutor, a espécie oxidada e a espécie reduzida.

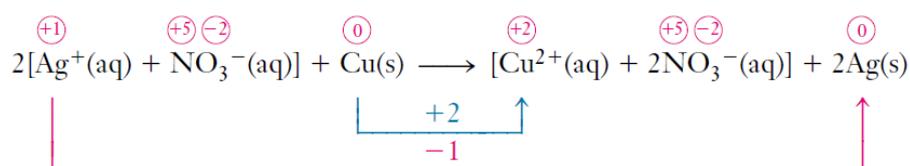
- (a) $2\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{Cu(s)} \longrightarrow \text{Cu(NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{Ag(s)}$
 (b) $4\text{KClO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\text{heat}} \text{KCl(s)} + 3\text{KClO}_4(\text{s})$
 (c) $3\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{K}_3\text{PO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s}) + 3\text{KNO}_3(\text{aq})$

Plano

Para escrever as equações iônicas, devemos reconhecer compostos que são (1) solúveis em água e (2) ionizados ou dissociados em soluções aquosas. Para determinar quais são as reações de oxidação-redução, devemos atribuir um número de oxidação para cada elemento.

Solução:

(a) De acordo com as diretrizes de solubilidade, nitrato de prata, AgNO_3 e nitrato de cobre(II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, são compostos iônicos solúveis em água. A equação iônica total e os números de oxidação são

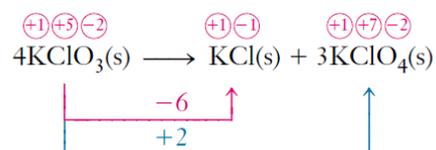


Os íons nitrato, NO_3^- , são íons espectadores. Cancelá-los de ambos os lados dá a equação iônica total:



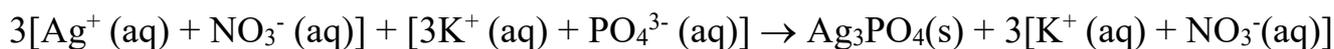
Esta é uma equação redox. O número de oxidação da prata diminui de 1 para zero; íon de prata é reduzido e é o agente oxidante. O número de oxidação do cobre aumenta de zero a 2; o cobre é oxidado e é o agente redutor.

(b) Esta reação envolve apenas sólidos, então não há íons em solução e a fórmula unitária e as equações iônicas líquidas são idênticas. É uma reação redox:

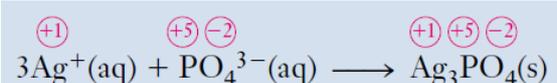


O cloro é reduzido de 5 em KClO_3 para o estado de oxidação 1 em KCl ; o agente oxidante é o KClO_3 . O cloro é oxidado de 5 em KClO_3 para o estado de oxidação 7 em KClO_4 . Assim, o KClO_3 também é o agente redutor. Esta é uma reação desproporcionamento. Vemos que KClO_3 é tanto o agente oxidante e o agente redutor.

(c) As diretrizes de solubilidade indicam que todos esses sais são solúveis, exceto fosfato de prata, Ag_3PO_4 . A equação iônica total é:



Eliminando os íons espectadores dá a equação iônica líquida:



Não há mudanças nos números de oxidação; esta não é uma reação redox.

4-6 REAÇÕES DE COMBINAÇÃO

As reações em que duas ou mais substâncias se combinam para formar um composto são chamadas reações de combinação.

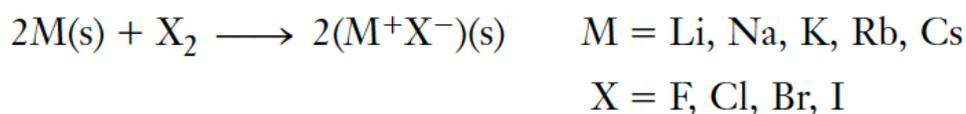
Eles podem envolver (1) a combinação de dois elementos para formar um composto, (2) a combinação de um elemento e um composto para formar um único novo composto, ou (3) a combinação de dois compostos para formar um único novo composto. Vamos examinar algumas dessas reações.

1. Elemento + Elemento → Composto

Para este tipo de reação de combinação, cada elemento passa de um estado não combinado, onde seu estado de oxidação é zero, para um estado combinado em um composto, onde seu estado de oxidação não é zero. Assim, reações desse tipo são reações de oxidação-redução (consulte a Seção 4-5).

Metais + Não Metal → Composto Iônico Binário

A maioria dos metais reage com a maioria dos não metais para formar compostos iônicos binários. Os metais do Grupo IA combinam-se com os não metais do Grupo VIIA para formar compostos *iônicos* binários com fórmula geral MX:



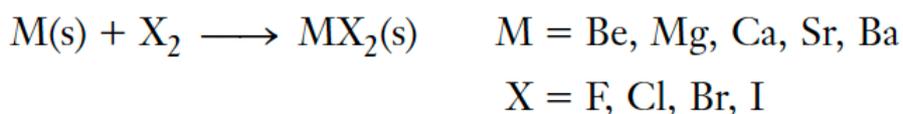
Esta equação geral representa assim as 20 reações de combinação que formam os compostos iônicos listados na Tabela 4-11. O sódio, um metal branco

prateado, combina-se com o cloro, um gás verde pálido, para formar cloreto de sódio ou sal de mesa comum. Todos os membros de ambos famílias sofrem reações semelhantes.

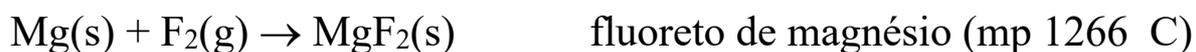


Como poderíamos esperar, os metais do Grupo IIA também se combinam com os não-metais do Grupo VIIA para formar compostos binários. Com exceção de BeCl_2 , BeBr_2 e BeI_2 , estes são compostos iônicos. Em termos gerais, essas reações de combinação podem ser representadas como:

TABLE 4-11		<i>Alkali Metal Halides: Compounds Formed by Group IA and VIIA Elements</i>	
LiF	LiCl	LiBr	LiI
NaF	NaCl	NaBr	NaI
KF	KCl	KBr	KI
RbF	RbCl	RbBr	RbI
CsF	CsCl	CsBr	CsI



Considere a reação do magnésio com o flúor para formar fluoreto de magnésio:



Como todos os elementos IIA e VIIA sofrem reações semelhantes, a equação geral,

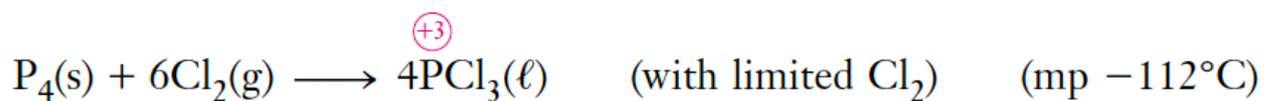
escrito acima, representa 20 reações. Omitimos rádio e astato, os raros e altamente radioativos membros destas famílias.

Não-metal + Não-metal → Composto Covalente Binário

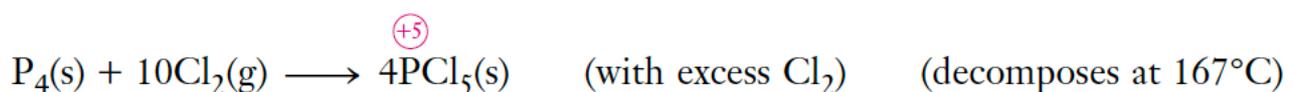
Quando dois não metais se combinam, eles formam compostos covalentes binários. Dentro tais reações, o número de oxidação do elemento com a oxidação mais positiva é frequentemente variável, dependendo das condições de reação. Por exemplo, o fósforo (Grupo VA) combina com uma quantidade limitada de cloro para formar tricloreto de fósforo, em que o fósforo exibe o estado de oxidação +3.



Fósforo e cloro, dois não-metais, reagem para formar o pentacloreto de fósforo, PCl₅.

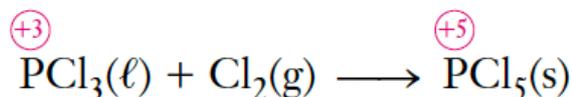


Com excesso de cloro, o produto é o pentacloreto de fósforo, que contém fósforo no estado de oxidação +5:

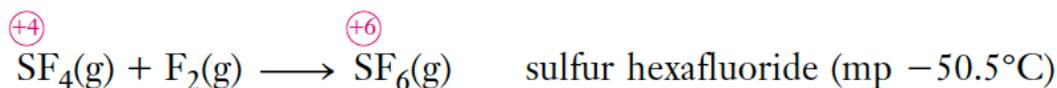


2 Composto + Elemento → Composto

O fósforo no estado de oxidação +3 em moléculas de PCl_3 pode ser convertido para o estado +5 em PCl_5 por combinação com cloro:



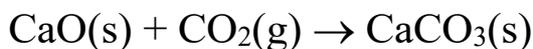
Da mesma forma, o enxofre no estado +4 é convertido no estado +6 quando o SF_4 reage com o flúor para formar SF_6 :



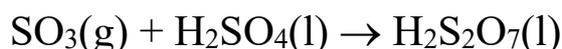
As reações de combinação desse tipo também são reações de oxidação-redução.

3 Composto + Composto → Composto

Um exemplo de reações nesta categoria é a combinação de óxido de cálcio com dióxido de carbono para produzir carbonato de cálcio:



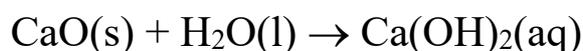
O ácido pirossulfúrico é produzido pela dissolução de trióxido de enxofre em ácido sulfúrico concentrado:



O ácido piro-sulfúrico, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, é então diluído com água para fazer H_2SO_4 :



Os óxidos dos metais do Grupo IA e IIA reagem com a água para formar hidróxidos metálicos, por exemplo:



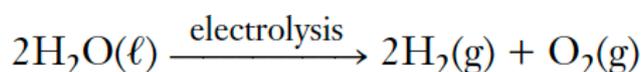
4-7 REAÇÕES DE DECOMPOSIÇÃO

Reações de decomposição são aquelas em que um composto se decompõe para produzir (1) dois elementos, (2) um ou mais elementos e um ou mais compostos, ou (3) dois ou mais compostos.

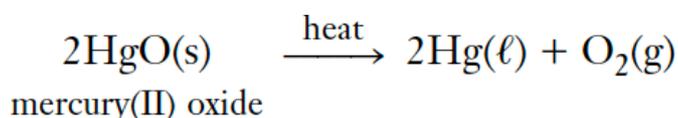
Seguem exemplos de cada tipo.

1. Composto → Elemento + Elemento

A eletrólise da água produz dois elementos pela decomposição de um composto. Um composto que ioniza, como H_2SO_4 , é adicionado para aumentar a condutividade da água e a velocidade da reação, mas não participa da reação:



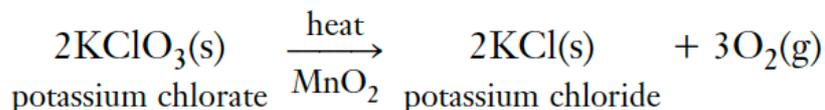
Pequenas quantidades de oxigênio podem ser preparadas pela decomposição térmica de certos compostos contendo oxigênio. Alguns óxidos metálicos, como óxido de mercúrio(II), HgO , se decompõem por aquecimento para produzir oxigênio:



Óxido de mercúrio (II), um composto vermelho, se decompõe, quando aquecido, nos dois elementos: mercúrio (um metal) e oxigênio (um não-metal). O vapor de mercúrio condensa na parte superior mais fria do tubo de ensaio.

2. Composto → Composto + Elemento

Os cloratos de metais alcalinos, como KClO_3 , se decompõem quando aquecidos para produzir o cloreto e liberam oxigênio. Clorato de potássio é uma fonte comum, no laboratório, de pequenas quantidades de oxigênio:



Sais de nitrato de metais alcalinos ou alcalino-terrosos se decompõem para formar nitritos metálicos e gás oxigênio.

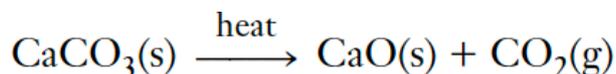


O peróxido de hidrogênio se decompõe para formar água e oxigênio.



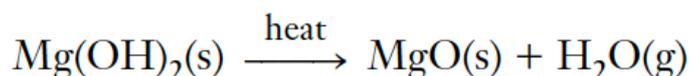
3. Composto → Composto + Composto

A decomposição térmica do carbonato de cálcio (calcário) e outros carbonatos produz dois compostos, um óxido metálico e dióxido de carbono:



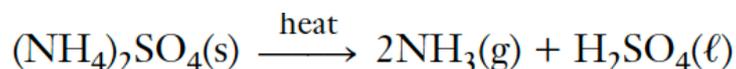
Esta é uma reação importante na produção de cimento. O óxido de cálcio também é usado como uma base em processos industriais.

Quando alguns hidróxidos sólidos são aquecidos, eles se decompõem para formar um óxido metálico e vapor de água.

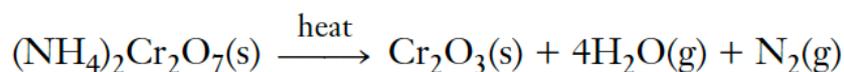


Óxido de magnésio, MgO , é prensado em folhas para uso como material isolante térmico em paredes do forno.

Os sais de amônio perdem amônia.



Se o sal de amônio contiver um ânion que seja um agente oxidante forte (por exemplo, nitrato, nitrito, ou dicromato), sua reação de decomposição produz um óxido, água (como vapor em altas temperaturas) e gás nitrogênio. Tal reação é uma reação redox.



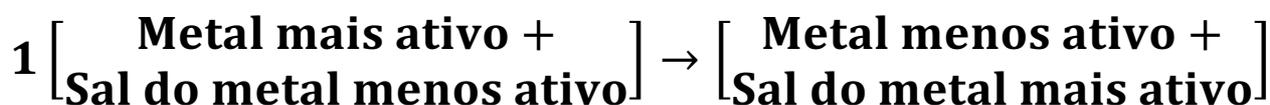
4-8 REAÇÕES DE SUBSTITUIÇÃO

Reações em que um elemento desloca outro de um composto são chamadas reações de substituição.

Essas reações são sempre reações redox. Quanto mais rapidamente um metal sofre oxidação, mais ativo dizemos que ele é.

Metais ativos deslocam metais menos ativos ou hidrogênio de seus compostos em solução aquosa para formar a forma oxidada do metal mais ativo e o (metal livre) do outro metal ou hidrogênio.

Na Tabela 4-12, os metais mais ativos estão listados no topo da primeira coluna. Esses metais tendem a reagir para formar suas formas oxidadas (cátions). Elementos na parte inferior da série de atividade (a primeira coluna da Tabela 4-12) tendem a permanecer em sua forma reduzida. Eles são facilmente convertidos de suas formas oxidadas para suas formas reduzidas.



A reação do cobre com nitrato de prata que foi descrita em detalhes na Seção 4-3 é típica.

TABLE 4-12 Activity Series of Some Elements

Element		Common Reduced Form	Common Oxidized Forms	
Li	Displace hydrogen from nonoxidizing acids	Li	Li ⁺	
K		K	K ⁺	
Ca		Ca	Ca ²⁺	
Na		Na	Na ⁺	
Mg		Displace hydrogen from steam	Mg	Mg ²⁺
Al			Al	Al ³⁺
Mn			Mn	Mn ²⁺
Zn			Zn	Zn ²⁺
Cr			Cr	Cr ³⁺ , Cr ⁶⁺
Fe			Fe	Fe ²⁺ , Fe ³⁺
Cd	Cd		Cd ²⁺	
Co	Co		Co ²⁺	
Ni	Ni		Ni ²⁺	
Sn	Sn		Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺	
Pb	Pb	Pb ²⁺ , Pb ⁴⁺		
H (a nonmetal)		H ₂	H ⁺	
Sb (a metalloid)		Sb	Sb ³⁺	
Cu		Cu	Cu ⁺ , Cu ²⁺	
Hg		Hg	Hg ₂ ²⁺ , Hg ²⁺	
Ag		Ag	Ag ⁺	
Pt		Pt	Pt ²⁺ , Pt ⁴⁺	
Au		Au	Au ⁺ , Au ³⁺	

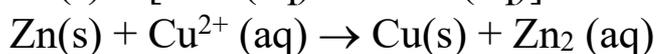
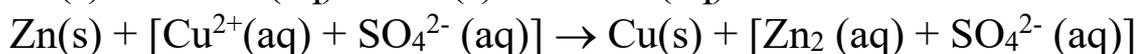
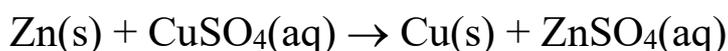
EXEMPLO 4-5 Reação de Deslocamento

Um grande pedaço de zinco metálico é colocado em uma solução de sulfato de cobre(II), CuSO₄. A solução azul torna-se incolor à medida que o metal cobre cai no fundo do recipiente. A solução resultante contém sulfato de zinco, ZnSO₄. Escreva as equações para a fórmula unitária balanceada, a fórmula iônica total e a fórmula iônica líquida para a reação.

Plano

Os metais zinco e cobre não estão ionizados ou dissociados em contato com H₂O. Ambos CuSO₄ e ZnSO₄ são sais solúveis (diretriz de solubilidade 5), e por isso são escritos na forma iônica.

Solução



Nesta reação de deslocamento, o metal mais ativo, o zinco, desloca os íons do menos ativo, cobre, a partir da solução aquosa.



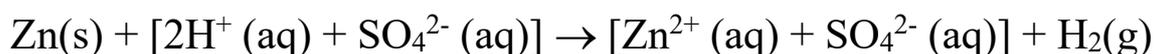
Uma tira de zinco metálico foi colocada em uma solução azul de sulfato de cobre (II), CuSO_4 . O cobre foi deslocado da solução e tem caído no fundo do béquer. O sulfato de zinco resultante, ZnSO_4 , solução é incolor.

2 [Metal ativo + Ácido não oxidante] \rightarrow [Hidrogênio + Sal de ácido]

Um método comum para a preparação de pequenas quantidades de hidrogênio envolve a reação de metais ativos com ácidos não oxidantes, como HCl e H_2SO_4 . Por exemplo, quando o zinco é dissolvido em H_2SO_4 , a reação produz sulfato de zinco; hidrogênio é deslocado do ácido, e borbulha como H_2 gasoso. A equação da fórmula unitária para esta reação é:



Tanto o ácido sulfúrico (em solução muito diluída) quanto o sulfato de zinco existem principalmente como íons; então a equação iônica total é:

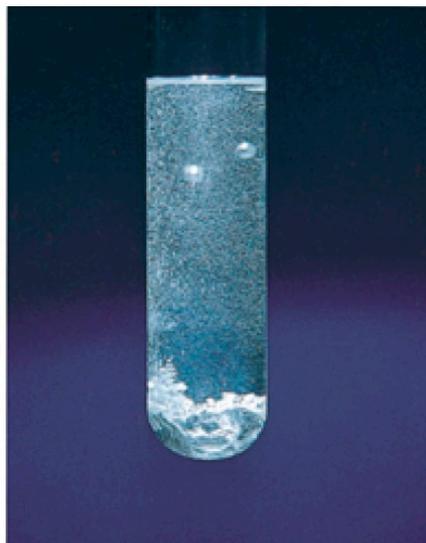


A eliminação dos íons espectadores da equação iônica total dá a equação iônica líquida:



A Tabela 4-12 lista a série de atividades. Quando qualquer metal listado acima de hidrogênio nesta série é adicionado a uma solução de um ácido não oxidante, como ácido clorídrico, HCl e ácido sulfúrico ácido, H_2SO_4 , o metal se dissolve

para produzir hidrogênio, e um sal é formado. O HNO_3 é um ácido oxidante comum. Ele reage com metais ativos para produzir óxidos de nitrogênio, mas não hidrogênio, H_2 .



O zinco reage com H_2SO_4 diluído para produzir H_2 e uma solução que contém ZnSO_4 . Isto é uma reação de deslocamento.

EXEMPLO 4-6 Reação de Deslocamento

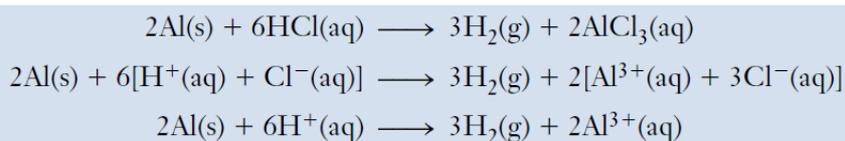
Qual dos seguintes metais pode deslocar o hidrogênio da solução de ácido clorídrico? Escrever fórmula unitária balanceada, equações iônicas totais e iônicas líquidas para reações que possam ocorrer.

Al, Cu, Ag

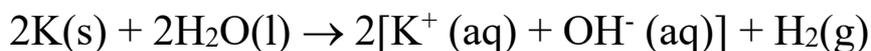
Plano

A série de atividade dos metais, Tabela 4-12, nos diz que o cobre e a prata não deslocam hidrogênio de soluções de ácidos não oxidantes. O alumínio é um metal ativo que pode deslocar H_2 de HCl e formar cloreto de alumínio.

Solução.



Metais muito ativos podem até deslocar o hidrogênio da água. A reação do potássio, ou outro metal do Grupo IA, com água também é uma reação de deslocamento:



Tais reações de metais muito ativos do Grupo IA são perigosas, porque podem gerar calor suficiente para causar ignição explosiva do hidrogênio (Figura 4-4).



Figura 4-4. Potássio, como outros metais do Grupo IA, reage vigorosamente com a água. Para esta fotografia, ao recinto estava completamente escuro e toda a luz que você vê aqui foi produzida soltando um pequeno pedaço de potássio em um copo de água.

EXEMPLO 4-7 Reação de Deslocamento

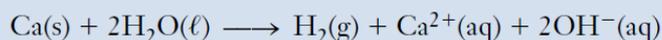
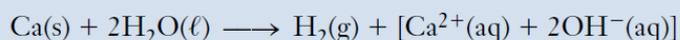
Qual dos seguintes metais pode deslocar o hidrogênio da água à temperatura ambiente? Escrever fórmula unitária balanceada, equações iônicas totais e iônicas líquidas para reações que podem ocorrer.

Sn, Ca, Hg

Plano

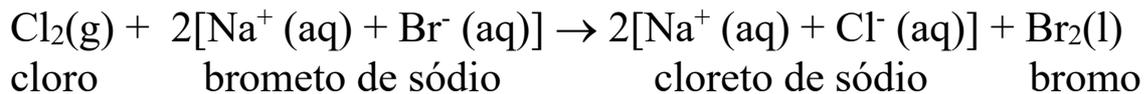
A série de atividades, Tabela 4-12, nos diz que o estanho e o mercúrio não podem deslocar o hidrogênio da água. O cálcio é um metal muito ativo (veja a Tabela 4-12) que desloca o hidrogênio da água fria e forma hidróxido de cálcio, uma base forte.

Solução



3 [Não-Metal Ativo + Sal de Não-Metal Menos Ativo] → [Sal de Não-Metal Menos Ativo + Sal de Não-Metal Mais Ativo]

Muitos não-metais deslocam não-metais menos ativos da combinação com um metal ou outro cátion. Por exemplo, quando o cloro é borbulhado através de uma solução contendo íons brometo (derivado de um sal iônico solúvel, como brometo de sódio, NaBr), o cloro desloca os íons brometo para formar bromo elementar e íons cloreto (como cloreto de sódio aquoso):

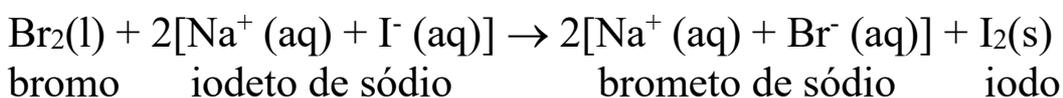


(a) Bromo, Br₂, em água (laranja pálido) é derramado em uma solução aquosa solução de NaI, a camada superior do cilindro. (b) Br₂ desloca I da solução e forma iodo sólido, I₂. O I₂ se dissolve em água para dar uma solução marrom, mas é mais solúvel em muitos líquidos orgânicos (roxo camada inferior).

(a)

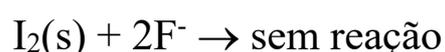
(b)

Da mesma forma, quando o bromo é adicionado a uma solução contendo íons iodeto, os íons iodeto são deslocado pelo bromo para formar íons iodo e brometo:



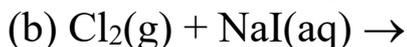
Cada halogênio deslocará halogênios menos ativos (mais pesados) de seus sais binários; ou seja, a ordem decrescente de atividades é $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$

Por outro lado, um halogênio não deslocará membros mais ativos (mais leves) de seus sais:



EXEMPLO 4-8 Reações de Deslocamento

Qual das seguintes combinações resultaria em uma reação de deslocamento? Escreva a equação da fórmula unitária balanceada e as equações iônicas totais e iônicas líquidas para reações que ocorrem.

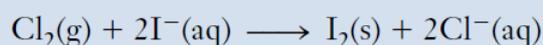


Plano

A atividade dos halogênios diminui de cima para baixo na tabela periódica. Vemos (a) que Br está acima de I e (c) que Cl está acima de Br na tabela periódica; portanto, nem a combinação (a) nem a combinação (c) podem resultar em reação. Cl está acima de I na tabela periódica, e então a combinação (b) resulta em uma reação de deslocamento.

Solução

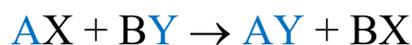
O halogênio mais ativo, Cl_2 , desloca o halogênio menos ativo, I_2 , de seus compostos.



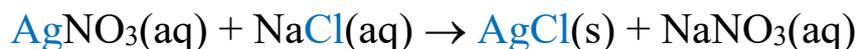
4-9 REAÇÕES DE PERMUTAÇÃO (METÁTESE)

Em muitas reações entre dois compostos em solução aquosa, os íons positivos e negativos parecem “mudar de parceiros” para formar dois novos compostos, sem mudança nos números de oxidação. Tais reações são chamadas de reações de metátese.

Podemos representar tais reações pela seguinte equação geral, onde A e B representam os íons positivos (cátions) e X e Y representam os íons negativos (ânions):



Por exemplo, quando misturamos soluções de nitrato de prata e cloreto de sódio, o cloreto de prata sólido é formado e o nitrato de sódio permanece dissolvido em água:



As reações de metátese resultam na remoção de íons da solução; esta remoção de íons pode ser considerada como a força motriz para a reação - a razão pela qual ela ocorre. A remoção de íons pode ocorrer de três maneiras, que podem ser usadas para classificar três tipos de reações de metátese:

1. Formação de moléculas predominantemente não ionizadas (eletrólitos fracos ou não eletrólitos) em solução; o produto não eletrolítico mais comum é a água,
2. Formação de um sólido insolúvel, chamado de precipitado (que se separa da solução),
3. Formação de um gás (que é desenvolvido a partir da solução)

1 Reações ácido-base (neutralização): Formação de um não-eletrólito

As reações ácido-base estão entre os tipos mais importantes de reações químicas. Várias reações ácido-base ocorrem na natureza em plantas e animais. Muitos ácidos e bases são compostos essenciais em uma sociedade industrializada (ver Tabela 4-13). Por exemplo, aproximadamente 350 libras de ácido sulfúrico, H_2SO_4 e aproximadamente 135 libras de amônia, NH_3 , é necessário para sustentar o estilo de vida de uma pessoa em média por um ano.

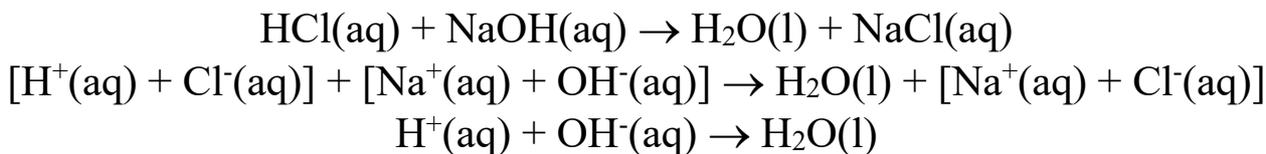
A reação de um ácido com uma base de hidróxido metálico produz um sal e água. Tais reações são chamadas de reações de neutralização porque as propriedades típicas de ácidos e bases são neutralizadas.

Em quase todas as reações de neutralização, a força motriz é a combinação de $\text{H}^+(\text{aq})$ de um ácido e $\text{OH}^-(\text{aq})$ de uma base (ou uma base mais água) para formar moléculas de água.

TABELA 4-13**PRODUÇÃO DE ÁCIDOS INORGÂNICOS, BASES E SAIS NOS ESTADOS UNIDOS EM 1997.**

Fórmula	Nome	Bilhões de libras	Usos Principais
H ₂ SO ₄	Ácido Sulfúrico	95.84	Fabricação de fertilizantes e outros produtos químicos
CaO, Ca(OH) ₂	Soda (óxido de cálcio e hidróxido de cálcio)	47.56	Fabricação de produtos químicos, aço e tratamento de água.
NH ₃	Amônia	38.39	Fabricação de fertilizantes e outros produtos químicos
H ₃ PO ₄	Ácido Fosfórico	26.83	Fabricação de fertilizantes
Na ₂ CO ₃	Carbonato de sódio (cinzas de soda)	22.93	Fabricação de vidros, produtos químicos, detergentes, polpas e papel, sabão e detergente.
NaOH	Hidróxido de sódio	22.74	Fabricação de produtos químicos, polpas e papéis, sabão e detergente, alumina e têxteis.
HNO ₃	Ácido Nítrico	18.15	Fabricação de fertilizantes, explosivos, plásticos
NH ₄ NO ₃	Nitrato de amônia	16.52	Fertilizantes e explosivos
HCl	Ácido Clorídrico	8.44	Fabricação de produtos químicos e borracha, limpeza de metais
(NH ₄) ₂ SO ₄	Sulfato de amônia	5.62	Fertilizantes
KOH, K ₂ CO ₃	Potassa	3.15	Fabricação de fertilizantes
Al ₂ (SO ₄) ₂	Sulfato de alumínio	2.36	Tratamento de água, secagem de têxteis.
Na ₂ SiO ₃	Silicato de sódio	2.15	Fabricação de detergentes, agentes de limpeza e adesivos
CaCl ₂	Cloreto de cálcio	1.40	Degelo de ruas no inverno, controle de poeira no verão, aditivo de concreto
NaClO ₃	Clorato de sódio	1.31	Fabricação de outros produtos químicos, explosivos e plásticos
Na ₂ SO ₄	Sulfato de sódio	1.28	Fabricação de papel, vidro e detergentes.

Considere a reação do ácido clorídrico, HCl(aq), com hidróxido de sódio aquoso, NaOH. A Tabela 4-5 nos diz que o HCl é um ácido forte, e a Tabela 4-7 nos diz que o NaOH é uma base forte. O sal cloreto de sódio, NaCl, é formado nesta reação. Ele contém o cátion de sua base parente, Na⁺, e o ânion de seu ácido parente, Cl⁻. Diretrizes de solubilidade 2 e 4 nos dizem que o NaCl é um sal solúvel.



A equação iônica líquida para todas as reações de ácidos fortes com bases fortes que formam sais solúveis e água é $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)}$

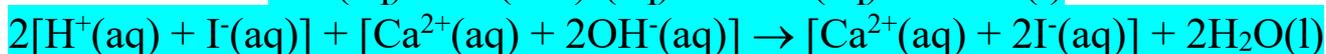
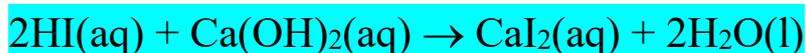
EXEMPLO 4-9 Reações de Neutralização

Preveja os produtos da reação entre HI(aq) e Ca(OH)₂(aq). Escreva a equação da fórmula unitária balanceada e das equações iônicas totais e iônicas líquidas.

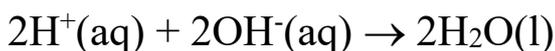
Plano

Esta é uma reação de neutralização ácido-base; os produtos são H₂O e o sal que contém o cátion da base, Ca²⁺, e o ânion do ácido, I⁻; CaI₂ é um sal solúvel (orientação de solubilidade 4). HI é um ácido forte (ver Tabela 4-5), Ca(OH)₂ é uma base forte (ver Tabela 4-7), e CaI₂ é um sal iônico solúvel, então todos são escritos na forma iônica.

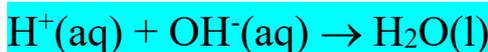
Solução:



Cancelamos os íons espectadores.



Dividindo por 2 dá a equação iônica líquida



As reações de ácidos fracos com bases fortes também produzem sais e água, mas há uma diferença nas equações iônicas balanceadas porque os ácidos fracos são apenas ligeiramente ionizados.

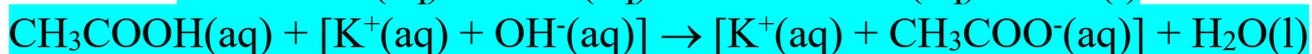
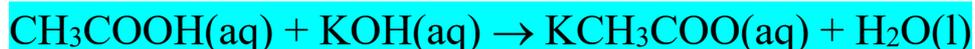
EXEMPLO 4-10 Reações de Neutralização

Escreva a fórmula unitária balanceada, equações iônicas totais e iônicas líquidas para a reação do ácido acético com hidróxido de potássio.

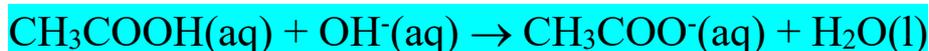
Plano

As reações de neutralização envolvendo bases de hidróxido de metal produzem um sal e água. O CH₃COOH é um ácido fraco (veja a Tabela 4-6) e, portanto, é escrito como fórmula unitária. KOH é uma base forte (veja Tabela 4-7) e KCH₃COO é um sal solúvel (diretrizes de solubilidade 2 e 3) e, portanto, ambos são escritos na forma iônica.

Solução:

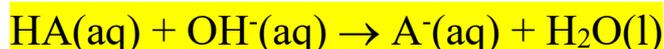


O íon espectador é K^+ , o cátion da base forte, KOH.



Assim, vemos que *esta* equação iônica líquida inclui *moléculas* do ácido fraco e *ânions* do ácido fraco.

As reações de ácidos monoprotônicos fracos com bases fortes que formam sais solúveis podem ser representadas em termos gerais como



onde HA representa o ácido fraco e A^- representa seu ânion.

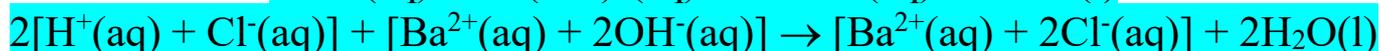
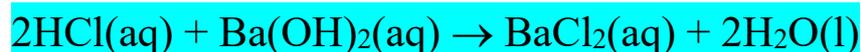
EXEMPLO 4-11 Formação de Sal

Escreva a fórmula unitária balanceada, as equações iônicas totais e iônicas líquidas para uma reação ácido-base que produzirá o sal, cloreto de bário.

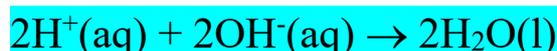
Plano

As reações de neutralização produzem um sal. O sal contém o cátion da base e o ânion do ácido. A base deve, portanto, conter Ba^{2+} , isto é, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, e o ácido deve conter Cl^- , ou seja, HCl. Escrevemos equações que representam a reação entre a base forte, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, e o ácido forte, HCl.

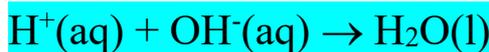
Solução



Cancelamos os íons espectadores.



Dividindo por 2 dá a equação iônica líquida:



2 Reações de Precipitação

Nas reações de precipitação, um sólido insolúvel, um precipitado, se forma e então se deposita da solução. A força motriz para essas reações é a forte atração entre os cátions e ânions. Isso resulta na remoção de íons da solução pela formação de um precipitado. Nossos dentes e ossos foram formados por reações de precipitação muito lentas nas quais principalmente fosfato de cálcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ foi depositado nos arranjos geométricos corretos.

Um exemplo de uma reação de precipitação é a formação de um insolúvel amarelo brilhante de cromato de chumbo (II) quando misturamos soluções dos compostos iônicos solúveis nitrato de chumbo (II) e cromato de potássio (Figura 4-5). O outro produto da reação é o KNO_3 , um sal iônico solúvel.

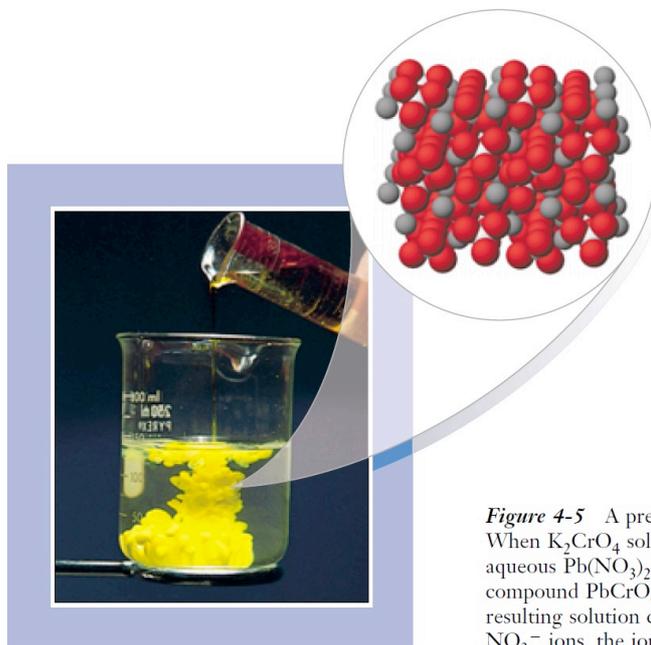
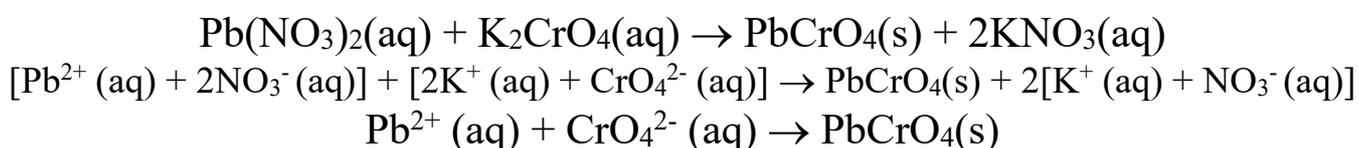
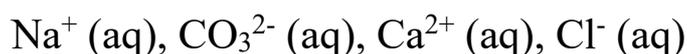


Figure 4-5 A precipitation reaction. When K_2CrO_4 solution is added to aqueous $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ solution, the yellow compound PbCrO_4 precipitates. The resulting solution contains K^+ and NO_3^- ions, the ions of KNO_3 .

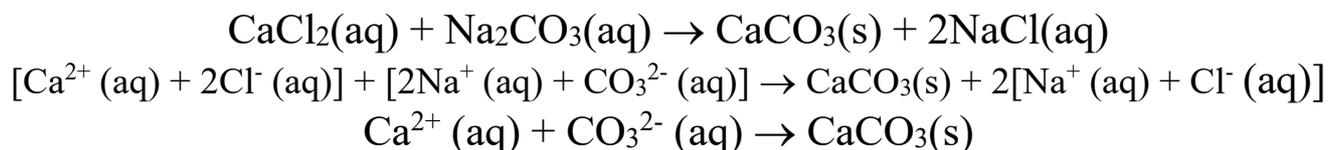
A fórmula unitária balanceada, as equações iônicas totais e iônicas líquidas para esta reação são:



Outra importante reação de precipitação envolve a formação de carbonatos insolúveis (diretriz de solubilidade 7). Os depósitos de calcário são principalmente carbonato de cálcio, CaCO_3 , embora muitos também contenham quantidades significativas de carbonato de magnésio, MgCO_3 . Suponha que misturamos soluções aquosas de carbonato de sódio, Na_2CO_3 e cloreto de cálcio, CaCl_2 . Reconhecemos que tanto Na_2CO_3 quanto CaCl_2 (diretrizes de solubilidade 2, 4a, e 7) são compostos iônicos solúveis. No instante da mistura, a solução resultante contém quatro íons:



Um par de íons, Na^+ e Cl^- , não pode formar um composto insolúvel (diretrizes de solubilidade 2 e 4). Procuramos um par de íons que possam formar um composto insolúvel. Os íons Ca^{2+} e CO_3^{2-} são tal combinação; eles formam CaCO_3 insolúvel (diretriz de solubilidade 7). Seguem as equações da reação.



EXEMPLO 4-12 Diretrizes de Solubilidade e Reações de Precipitação

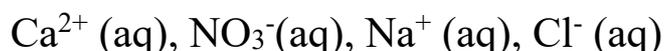
Um precipitado se formará quando soluções aquosas de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ e NaCl forem misturadas em concentrações razoáveis? Escreva a fórmula unitária balanceada, equações iônicas totais e iônicas líquidas para a reação.

Plano

Reconhecemos que tanto $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (diretriz de solubilidade 3) quanto NaCl (diretrizes de solubilidade 2 e 4) são compostos solúveis. Usamos as diretrizes de solubilidade para determinar se algum dos produtos possíveis são insolúveis.

Solução:

No instante da mistura, a solução resultante contém quatro íons:



Novas combinações de íons podem ser CaCl_2 e NaNO_3 . Mas a diretriz de solubilidade 4 nos diz que CaCl_2 é um composto solúvel, e as diretrizes de

solubilidade 2 e 3 nos dizem que o NaNO_3 é um composto solúvel. Portanto, nenhum precipitado se forma nesta solução.

EXEMPLO 4-13 Diretrizes de Solubilidade e Reações de Precipitação

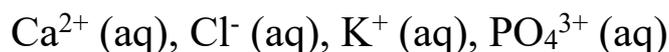
Um precipitado se formará quando soluções aquosas de CaCl_2 e K_3PO_4 forem misturadas em concentrações razoáveis? Escreva fórmulas unitárias balanceadas, equações iônicas totais e iônicas líquidas para uma possível reação.

Plano

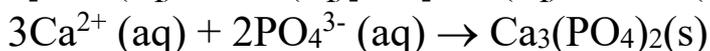
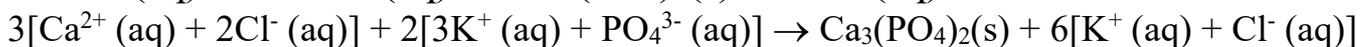
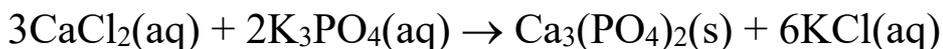
Reconhecemos que tanto CaCl_2 (diretriz de solubilidade 4) quanto K_3PO_4 (diretriz de solubilidade 2) são compostos solúveis. Usamos as diretrizes de solubilidade para determinar se algum dos possíveis produtos são insolúveis.

Solução:

No instante da mistura, a solução resultante contém quatro íons:



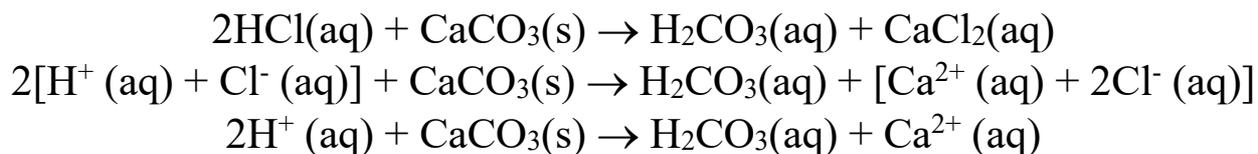
Novas combinações de íons podem ser KCl e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. As diretrizes de solubilidade 2 e 4 nos dizem que KCl é um composto solúvel; A diretriz de solubilidade 7 nos diz que o $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ é um composto insolúvel, então um precipitado de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ se forma nesta solução. Seguem as equações para a formação do fosfato de cálcio.



3 Reações de Formação de Gás

A formação de um gás insolúvel ou ligeiramente solúvel fornece uma força motriz para um terceiro tipo de reação de metátese que chamamos de reação de formação de gás. Os únicos gases comuns que são muito solúveis em água são $\text{HCl}(\text{g})$ e $\text{NH}_3(\text{g})$. Todos os outros gases são suficientemente insolúveis para forçar uma reação a prosseguir se eles são formados como um produto de reação.

Quando um ácido - por exemplo, ácido clorídrico - é adicionado ao carbonato de cálcio sólido, ocorre uma reação na qual o ácido carbônico, um ácido fraco, é produzido.



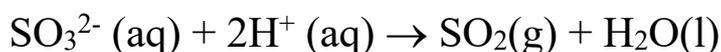
O calor gerado na reação causa a decomposição térmica do ácido carbônico em dióxido de carbono gasoso e água:



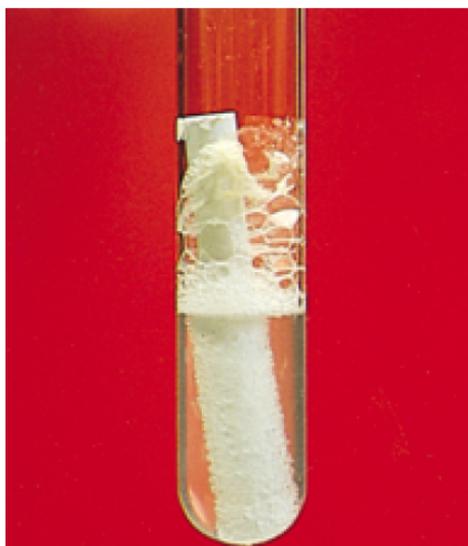
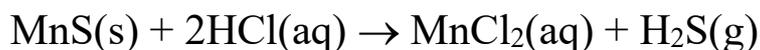
A maior parte do CO_2 borbulha e a reação se completa (no que diz respeito ao reagente limitante). O efeito líquido é a conversão de espécies iônicas em moléculas não ionizadas de um gás (CO_2) e água.



Sais contendo o íon sulfito, SO_3^{2-} , reagem com ácidos de maneira semelhante para formar o gás dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$.



Muitos sais de sulfeto reagem com ácidos para formar sulfeto de hidrogênio gasoso, H_2S . A menor solubilidade de H_2S em água ajuda a reação a prosseguir.



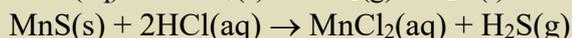
O giz do quadro-negro é principalmente carbonato de cálcio, CaCO_3 . Bolhas de dióxido de carbono, CO_2 , são claramente visível nesta fotografia de CaCO_3 reagindo com HCl em uma reação de metátese de formação de gás.

4-10 RESUMO DOS TIPOS DE REAÇÃO

A Tabela 4-14 resume os tipos de reação que apresentamos. Lembre-se que uma reação pode ser classificada em mais de uma categoria.

Tabela 4-14 Resumo e Exemplos de Tipos de Reações Químicas	
Seção / Tipos de Reação / Exemplos	Características
4-5 / Oxidação-Redução (Redox)	Os números de oxidação (Sec. 4-4) de alguns elementos mudam; pelo menos um elemento deve aumentar e pelo menos um deve diminuir o número de oxidação.
4-6 / Combinação <i>1. Elemento + elemento → composto</i> $2\text{Al(s)} + 3\text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{AlCl}_3\text{(s)}^*$ $\text{P}_4\text{(s)} + 10\text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 4\text{PCl}_5\text{(s)}^*$ <i>2. Elemento + composto → composto</i> $\text{SF}_4\text{(g)} + \text{F}_2\text{(g)} \rightarrow \text{SF}_6\text{(g)}^*$ $2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{SO}_3\text{(l)}^*$ <i>3. Composto + composto → composto</i> $\text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CaCO}_3\text{(s)}$ $\text{Na}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{NaOH(aq)}$	Mais de um reagente, um único produto
4-7 / Decomposição <i>1. Composto → elemento + elemento</i> $2\text{HgO(s)} \rightarrow 2\text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}^*$ $2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}^*$ <i>2. Composto → elemento + composto</i> $2\text{NaNO}_3\text{(s)} \rightarrow 2\text{NaNO}_2\text{(s)} + \text{O}_2\text{(g)}^*$ $2\text{H}_2\text{O}_2\text{(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)}^*$ <i>3. Composto → composto + composto</i> $\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightarrow \text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$ $\text{Mg(OH)}_2\text{(s)} \rightarrow \text{MgO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$	Reagente único, mais que um produto
4-8 / Deslocamento $\text{Zn(s)} + \text{CuSO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{ZnSO}_4\text{(aq)}^*$ $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \text{ZnSO}_4\text{(aq)}^*$ $\text{Cl}_2\text{(g)} + 2\text{NaI(aq)} \rightarrow \text{I}_2\text{(s)} + 2\text{NaCl(aq)}^*$	Um elemento desloca outro de um composto: Elemento + composto → elemento + composto Série de atividades (Tabela 4-12) resume metais e hidrogênio; atividades de halogênio (Grupo VIIA) diminuem descendo no grupo
4-9 / Metátese	Os íons positivos e negativos em dois compostos parecem “trocar parceiros” para formar dois novos compostos; não há mudança nos números de oxidação
----- <i>1. Neutralização ácido-base</i> $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ $\text{CH}_3\text{COOH(aq)} + \text{KOH(aq)} \rightarrow \text{KCH}_3\text{COO(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ $\text{HCl(aq)} + \text{NH}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl(aq)}$ $2\text{H}_3\text{PO}_4\text{(aq)} + 3\text{Ca(OH)}_2\text{(aq)} \rightarrow \text{Ca}_3\text{(PO}_4)_2\text{(s)} + 6\text{H}_2\text{O(l)}^\dagger$	----- O produto é um sal; a água é frequentemente formada
----- <i>2. Precipitação</i> $\text{CaCl}_2\text{(aq)} + \text{Na}_2\text{CO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{CaCO}_3\text{(s)} + 2\text{NaCl(aq)}$ $\text{Pb(NO}_3)_2\text{(aq)} + \text{K}_2\text{CrO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{PbCrO}_4\text{(s)} + 2\text{KNO}_3\text{(aq)}$ $2\text{H}_3\text{PO}_4\text{(aq)} + 3\text{Ca(OH)}_2\text{(aq)} \rightarrow \text{Ca}_3\text{(PO}_4)_2\text{(s)} + 6\text{H}_2\text{O(l)}^\dagger$	----- Os produtos incluem uma substância insolúvel que precipita da solução como um sólido. As diretrizes de solubilidade auxiliam na predição e reconhecimento.

3. Formação de gás



Os produtos de formação de gás incluem um gás insolúvel ou ligeiramente solúvel, que escapa da solução

*Esses exemplos também são reações de oxidação-redução (redox).

†Esta reação é uma reação de neutralização ácido-base e uma reação de precipitação.

4-11 NOMES DE COMPOSTOS BINÁRIOS

Os compostos binários consistem em dois elementos; eles podem ser iônicos ou moleculares. A regra é nomear primeiro o elemento menos metálico e depois o elemento mais metálico. O elemento menos metálico é nomeado adicionando um sufixo “eto” ao tronco inequívoco do elemento. Seguem-se as filas para os não-metais.

IIIA		IVA		VA		VIA		VIIA	
B	bor	C	carb	N	nitr	O	ox	H	hydr
		Si	silic	P	phosph	S	sulf	F	fluor
				As	arsen	Se	selen	Cl	chlor
				Sb	antimon	Te	tellur	Br	brom
								I	iod

Compostos iônicos binários contêm cátions metálicos e ânions não metálicos. O ânion é nomeado primeiro e o cátion depois.

<i>Fórmula</i>	<i>Nome</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Nome</i>
KBr	brometo de potássio	Ba ₃ N ₂	nitreto de bário
Rb ₂ S	sulfeto de rubídio	NaH	hidreto de sódio
CaCl ₂	cloreto de cálcio	SrO	óxido de estrôncio

O método anterior é suficiente para nomear compostos iônicos binários contendo metais que exibem apenas um número de oxidação diferente de zero (Seção 4-4). A maioria dos metais de transições e dos metais dos Grupos IIIA (exceto Al), IVA e VA, apresentam mais de um número de oxidação. Esses metais podem formar dois ou mais compostos binários com o mesmo não-metal. Para distinguir entre todas as possibilidades, o número de oxidação do metal é indicado por um numeral romano entre parênteses após seu nome. Este método pode ser aplicado a qualquer composto binário de um metal e um não metal.

Fórmula	No. Oxidação do Metal	Nome	Fórmula	No. Oxidação do Metal	Nome
Cu ₂ O	+1	óxido de cobre(I)	FeS	+2	sulfeto de ferro(II)
SnCl ₂	+2	cloreto de estanho(II)	PbO	+2	óxido de chumbo(II)
CuF ₂	+2	fluoreto de cobre(II)	Fe ₂ O ₃	+3	óxido de ferro(III)
SnCl ₄	+4	cloreto de estanho(IV)	PbO ₂	+4	óxido de chumbo(IV)

A vantagem do sistema IUPAC é que, se você conhece a fórmula, pode escrever o nome exato e inequívoco; se você receber o nome, você pode escrever a fórmula. Um método mais antigo, ainda em uso, mas não recomendado pela IUPAC, usa os sufixos “-oso” e “-ico” para indicar números de oxidação mais baixos e mais altos, respectivamente. Este sistema pode distinguir entre apenas dois números de oxidação diferentes para um metal. É, portanto inferior ao sistema de numeração romano.

Fórmula	No. Oxidação do Metal	Nome	Fórmula	No. Oxidação do Metal	Nome
CuCl	+1	cloreto cuproso	SnF ₂	+2	fluoreto estanoso
CuCl ₂	+2	cloreto cúprico	SnF ₄	+4	fluoreto estânico
FeO	+2	óxido ferroso	Hg ₂ Cl ₂	+1	cloreto mercuroso
FeBr ₃	+3	brometo férrico	HgCl ₂	+2	cloreto mercúrico

Alguns compostos contêm íons poliatômicos que se comportam como ânions monoatômicos. Os compostos que contêm esses íons são chamados de compostos iônicos pseudobinários. O prefixo “pseudo-” significa “falso”; esses compostos são nomeados como se fossem compostos binários. Os exemplos comuns de tais ânions poliatômicos são o íon hidróxido, OH⁻, e o íon cianeto, CN⁻. O íon amônio, NH₄⁺, é o cátion comum que se comporta como um cátion metálico simples.

Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
NH ₄ I	iodeto de amônio	NH ₄ CN	cianeto de amônio
Ca(CN) ₂	cianeto de cálcio	Cu(OH) ₂	hidróxido de cobre(II) ou hidróxido cúprico
NaOH	hidróxido de sódio	Fe(OH) ₃	hidróxido de ferro(III) ou hidróxido férrico

Uma lista de cátions e ânions comuns aparece na Tabela 4-15. Ele permitirá que você nomeie muitos dos compostos iônicos que você encontra.

Quase todos os **compostos moleculares binários** envolvem dois não metais ligados entre si. Embora muitos não-metais possam exibir números de oxidação diferentes, seus números de oxidação não são devidamente indicados por

algarismos romanos ou sufixos. Em vez disso, as proporções elementares em compostos covalentes binários são indicadas usando um sistema de prefixo para ambos os elementos. Os prefixos gregos e latinos para um a dez são mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona e deca. O prefixo “mono-” é omitido para ambos os elementos exceto no nome comum para CO, monóxido de carbono. Usamos o mínimo número de prefixos necessários para nomear um composto sem ambiguidade. A letra “a” final em um prefixo é omitida quando o nome do composto não-metálico começa com a letra “o”; escrevemos “heptóxido”, não “heptaóxido”.

Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
SO ₂	dióxido de enxofre	Cl ₂ O ₇	heptóxido de dicloro
SO ₃	trióxido de enxofre	CS ₂	dissulfeto de carbono
N ₂ O ₄	Tetróxido de dinitrogênio	SF ₄	tetrafluoreto de enxofre
As ₄ O ₆	hexóxido tetraarsênico	SF ₆	hexafluoreto de enxofre

Ácidos binários são compostos nos quais H está ligado a um elemento do Grupo VIA outro que o O ou a um elemento do Grupo VIIA; eles agem como ácidos quando dissolvidos em água. Os compostos puros são nomeados como os compostos binários típicos. Suas soluções aquosas são denominadas modificando a base característica do não-metal com o sufixo “-ídrico” precedido da palavra “ácido”. A base para enxofre neste caso é "sulf".

Fórmula	Nome	Nome em solução aquosa
HCl	cloreto de hidrogênio	ácido clorídrico, HCl(aq)
HF	fluoreto de hidrogênio	ácido fluorídrico, HF(aq)
H ₂ S	sulfeto de hidrogênio	ácido sulfídrico, H ₂ S(aq)
HCN	cianeto de hidrogênio	ácido cianídrico, HCN(aq)

TABELA 4-15 Fórmulas, Cargas Iônicas e Nomes Para Alguns Íons Comuns

Cátions Comuns			Ânions Comuns		
Fórmula	Carga	Nome	Fórmula	Carga	Nome
Li ⁺	1+	íon lítio	F ⁻	1-	íon fluoreto
Na ⁺	1+	íon sódio	Cl ⁻	1-	íon cloreto
K ⁺	1+	íon potássio	Br ⁻	1-	íon brometo
NH ₄ ⁺	1+	íon amônio	I ⁻	1-	íon iodeto
Ag ⁺	1+	íon prata	OH ⁻	1-	íon hidróxido
Mg ²⁺	2+	íon magnésio	CN ⁻	1-	íon cianeto
Ca ²⁺	2+	íon cálcio	ClO ⁻	1-	íon hipoclorito
Ba ²⁺	2+	íon bário	ClO ₂ ⁻	1-	íon clorito
Cd ²⁺	2+	íon cádmio	ClO ₃ ⁻	1-	íon clorato
Zn ²⁺	2+	íon zinco	ClO ₄ ⁻	1-	íon perclorato
Cu ²⁺	2+	íon cobre(II) ou íon cúprico	CH ₃ COO ⁻	1-	íon acetato
Hg ₂ ²⁺	2+	íon mercúrio(I) ou íon mercurioso	MnO ₄ ⁻	1-	íon permanganato
Hg ₂ ⁺	2+	íon mercúrio(II) ou íon mercúrico	NO ₂ ⁻	1-	íon nitrito
Mn ²⁺	2+	íon manganês(II) ou íon manganoso	NO ₃ ⁻	1-	íon nitrato
Co ²⁺	2+	íon cobalto(II) ou íon cobalto	SCN ⁻	1-	íon tiocianato
Ni ²⁺	2+	íon níquel(II) ou íon níquel	O ²⁻	2-	íon óxido
Pb ²⁺	2+	íon chumbo(II) ou íon plumboso	S ²⁻	2-	íon sulfeto
Sn ²⁺	2+	íon estanho(II) ou íon estanhoso	HSO ₃ ⁻	1-	íon sulfito de hidrogênio ou íon bissulfito
Fe ²⁺	2+	íon ferro(II) ou íon ferroso	SO ₃ ²⁻	2-	íon sulfito
Fe ³⁺	3+	íon ferro(III) ou íon férrico	HSO ₄ ⁻	1-	íon hidrogenossulfato ou íon bissulfato
Al ³⁺	3+	íon alumínio	SO ₄ ⁻	2-	íon sulfato
Cr ³⁺	3+	íon cromo(III) ou íon crômico	HCO ₃ ⁻	1-	íon hidrogenocarbonato ou íon bicarbonato
			CO ₃ ²⁻	2-	íon carbonato
			CrO ₄ ²⁻	2-	íon cromato
			Cr ₂ O ₇ ²⁻	2-	íon dicromato
			PO ₄ ³⁻	3-	íon fosfato
			AsO ₄ ³⁻	3-	íon arseniato

Um composto ternário consiste em três elementos. Os ácidos ternários (oxoácidos) são compostos de hidrogênio, oxigênio e (geralmente) um não-metal. Não-metais que exibem mais de um estado de oxidação formam mais de um ácido ternário. Esses ácidos ternários diferem no número de átomos de oxigênio que eles contêm. Os sufixos “-oso” e “-ico” após o nome do radical do elemento central indica os estados de oxidação mais baixos e mais altos, respectivamente. Um ácido ternário comum de cada não-metal é (um pouco arbitrariamente) designado como o ácido “-ico”, ou seja, ele é nomeado colocando-se a base do elemento antes do sufixo “-ico”. Os ácidos ternários comuns “ácidos -ico” são mostrados na Tabela 4-16. É importante aprender os nomes e fórmulas desses ácidos, porque os nomes de todos os outros ácidos e sais ternários são derivados deles. Não há ácidos ternários “-ico” comuns para os não-metais que não constem da tabela.

Ácidos contendo um átomo de oxigênio a menos por átomo central são nomeados da mesma maneira exceto que o sufixo “-ico” é alterado para “-oso”. O número de oxidação do elemento central é menor no ácido “-oso” do que no ácido “-ico”.

Fórmula	No de Oxidação	Nome	Fórmula	No. de Oxidação	Nome
H ₂ SO ₃	+4	Ácido sulfuroso	H ₂ SO ₄	+6	ácido sulfúrico
HNO ₂	+3	ácido nitroso	HNO ₃	+5	ácido nítrico
H ₂ SeO ₃	+4	ácido selenoso	H ₂ SeO ₄	+6	ácido selênico
HBrO ₂	+3	ácido bromoso	HBrO ₃	+5	ácido bromico

TABELA 4-16		FÓRMULAS DE ALGUNS ÁCIDOS “ICO”				
Grupo Periódico dos Elementos Centrais						
IIA	IVA	VA	VIa	VIIA		
$\overset{+3}{\text{H}_3\text{BO}_3}$ ácido bórico	$\overset{+4}{\text{H}_2\text{CO}_3}$ ácido carbônico	$\overset{+5}{\text{HNO}_3}$ ácido nítrico				
	$\overset{+4}{\text{H}_4\text{SiO}_4}$ ácido silícico	$\overset{+5}{\text{H}_3\text{PO}_4}$ ácido fosfórico	$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ ácido sulfúrico	$\overset{+5}{\text{HClO}_3}$ ácido clórico		
		$\overset{+5}{\text{H}_3\text{AsO}_4}$ ácido arsênico	$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SeO}_4}$ ácido selênico	$\overset{+5}{\text{HBrO}_3}$ ácido brômico		
			$\overset{+6}{\text{H}_6\text{TeO}_6}$ ácido telúrico	$\overset{+5}{\text{HIO}_3}$ ácido iódico		

Observe que o estado de oxidação do átomo central é igual ao seu número de grupo periódico, exceto para os halogênios.

Ácidos ternários que têm um átomo de O a menos que os ácidos “-oso” (dois átomos de O a menos que os ácidos “-ico”) são nomeados usando o prefixo “hipo-” e o sufixo “-oso”. Estes são ácidos em que o estado de oxidação do não-metal central é 2 vezes menor do que o do não-metal central nos "ácidos -oso".

Fórmula	No. Oxidação	Nome
HClO	+1	Ácido hipocloroso
H ₃ PO ₂	+1	Ácido hipofosforoso
HIO	+1	Ácido hipoiódoso
H ₂ N ₂ O ₂	+1	Ácido hiponitroso

Ácidos contendo um átomo de oxigênio a mais por átomo central não metálico do que o ácido " -ico" normal são chamados de ácidos "*per - ico*".

Fórmula	No. Oxidação	Nome
HClO ₄	+7	Ácido perclórico
HBrO ₄	+7	Ácido perbromico
HIO ₄	+7	Ácido periodico

Os oxiácidos do cloro podem ser resumidos como sendo:

Fórmula	No. Oxidação	Nome
HClO	+1	Ácido hipocloroso
HClO ₂	+3	Ácido cloroso
HClO ₃	+5	Ácido clórico
HClO ₄	+7	Ácido perclórico

Os sais ternários são compostos que resultam da substituição do hidrogênio em um ácido ternário por outro íon. Eles geralmente contêm cátions metálicos ou o íon amônio. Assim como nos compostos binário, o cátion é nomeado por último. O nome do ânion é baseado no nome do ácido ternário do qual é derivado.

Um ânion derivado de um ácido ternário com uma terminação “-ico” é nomeado pela eliminação do “ácido -ico” substituindo-os por “-ato”. Um ânion derivado de um "ácido -oso" é nomeado substituindo os termos “ácido -oso” por “-ito”. Os prefixos “per-” e “hipo-” são mantidos.

Fórmula	Nome
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	sulfato de amônio (SO_4^{2-} , do ácido sulfúrico, H_2SO_4)
KNO_3	nitrato de potássio (NO_3^- , do ácido nítrico, HNO_3)
$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	nitrito de cálcio (NO_2^- , do ácido nitroso, HNO_2)
LiClO_4	perclorato de lítio (ClO_4^- , do ácido perclórico, HClO_4)
FePO_4	fosfato de ferro(III) (PO_4^{3-} , do ácido fosfórico, H_3PO_4)
NaClO	Hipoclorito de sódio (ClO^- , do ácido hipocloroso, HClO)

Os sais ácidos contêm ânions derivados de ácidos polipróticos ternários nos quais um ou mais átomos de hidrogênio ácidos permanecem. Esses sais são nomeados como se fossem o tipo usual de sal ternário, com a palavra “hidrogênio” ou “dihidrogênio” inserida após o nome do cátion para mostrar o número de átomos de hidrogênio ácidos.

Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
NaHSO_4	Hidrogeniosulfato de sódio	KH_2PO_4	Dihidrogêniofosfato de potássio
NaHSO_3	Hidrogêniosulfito de sódio	K_2HPO_4	Hidrogêniofosfato de potássio
		NaHCO_3	Hidrogênio carbonato de sódio

Um método mais antigo e comumente usado (que não é recomendado pela IUPAC, mas que é amplamente utilizado no comércio) envolve o uso do prefixo “bi-” anexado ao nome do ânion para indicar a presença de um hidrogênio ácido. De acordo com este sistema, NaHSO_4 é chamado de bissulfato de sódio e NaHCO_3 é chamado de bicarbonato de sódio.