



QUÍMICA

A Ciência Central

9ª Edição

Capítulo 4

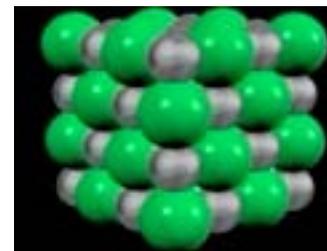
Reações em soluções aquosas e estequiometria de soluções

David P. White

Propriedades gerais das soluções aquosas

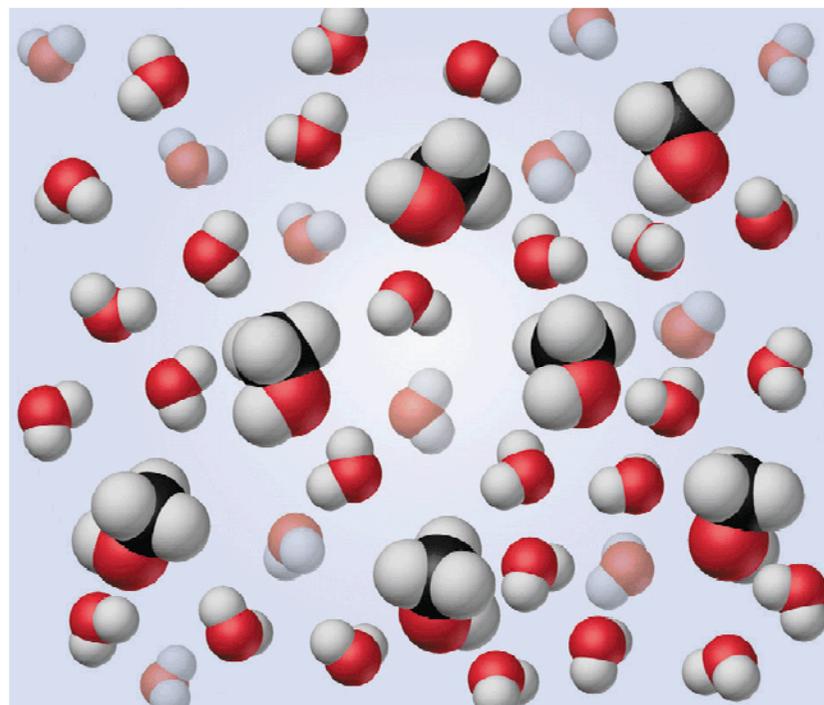
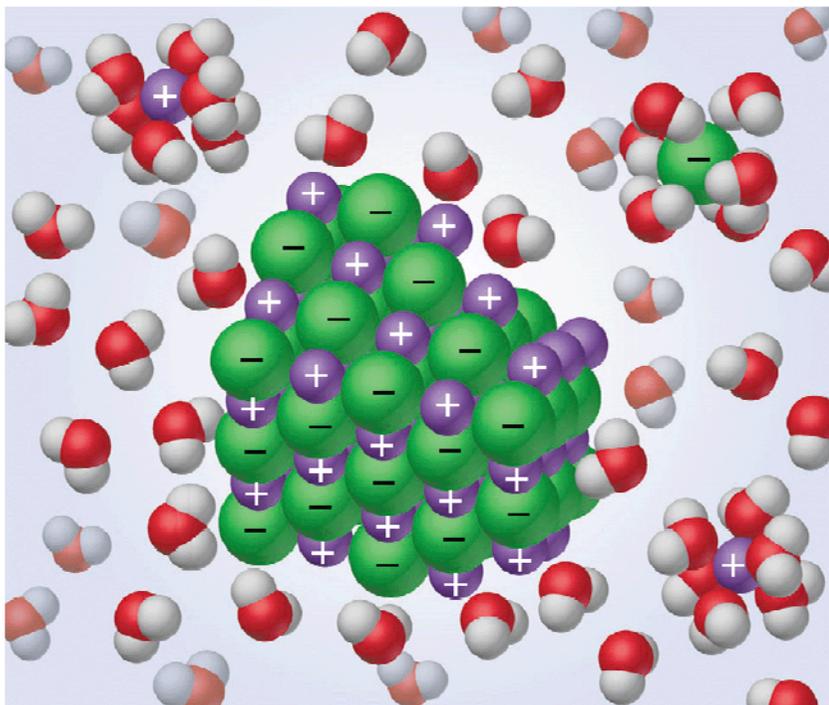
Propriedades eletrolíticas

- As soluções aquosas - em água - têm o potencial de conduzir eletricidade.
- A habilidade da solução em ser um bom condutor depende do número do seu número de íons.
- Há três tipos de solução:
 - eletrólitos fortes,
 - eletrólitos fracos e
 - não-eletrólitos.



Propriedades gerais das soluções aquosas

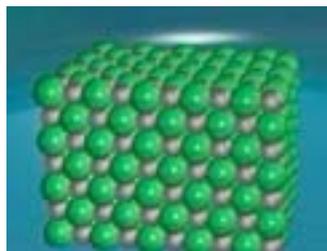
Propriedades eletrolíticas



Propriedades gerais das soluções aquosas

Compostos iônicos em água

- Os íons se dissociam em água.
- Em solução, cada íon é rodeado por moléculas de água.
- O transporte de íons através da solução provoca o fluxo de corrente.



Propriedades gerais das soluções aquosas

Compostos moleculares em água

- Compostos moleculares em água, por exemplo, o CH_3OH , não formam íons.
- Se não existem íons em solução, não existe nada para transportar a carga elétrica.

Propriedades gerais das soluções aquosas

Eletrólitos fortes e fracos

- Eletrólitos fortes: dissociam-se completamente em solução.

Por exemplo:



- Eletrólitos fracos: produzem uma pequena concentração de íons quando se dissociam.
- Esses íons existem em *equilíbrio* com a substância não-ionizada.

Por exemplo:



Reações de precipitação

- Quando duas soluções são misturadas e um sólido é formado, o sólido é chamado de um *precipitado*.



Reações de precipitação

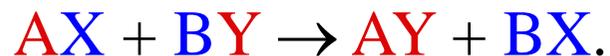
TABELA 4.1 Regras de solubilidade em água para compostos iônicos comuns

Compostos iônicos solúveis		Exceções importantes
Compostos contendo	NO_3^-	Nenhuma
	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Nenhuma
	Cl^-	Compostos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	Br^-	Compostos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	I^-	Compostos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	SO_4^{2-}	Compostos de Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Compostos iônicos insolúveis		Exceções importantes
Compostos contendo	S^{2-}	Compostos de NH_4^+ dos cátions de metais alcalinos e Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+}
	CO_3^{2-}	Compostos de NH_4^+ e dos cátions de metais alcalinos
	PO_4^{3-}	Compostos de NH_4^+ e dos cátions de metais alcalinos
	OH^-	Compostos dos cátions de metais alcalinos e Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+}

Reações de precipitação

Reações de dupla troca (metáteses)

- As reações de metátese envolvem a troca de íons em solução:



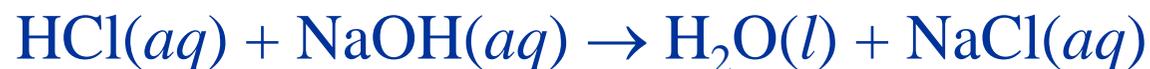
- As reações de metátese levarão a uma alteração na solução se um dos três eventos abaixo acontecer:
 - forma-se um sólido insolúvel (precipitado),
 - formam-se eletrólitos fracos ou não-eletrólitos ou
 - forma-se um gás insolúvel.



Reações de precipitação

Equações iônicas

- **Equação iônica:** utilizada para realçar a reação entre íons.
- **Equação molecular:** todas as espécies listadas como moléculas:



- **Equação iônica completa:** lista *todos* os íons:



- **Equação iônica simplificada:** lista somente íons *únicos*:



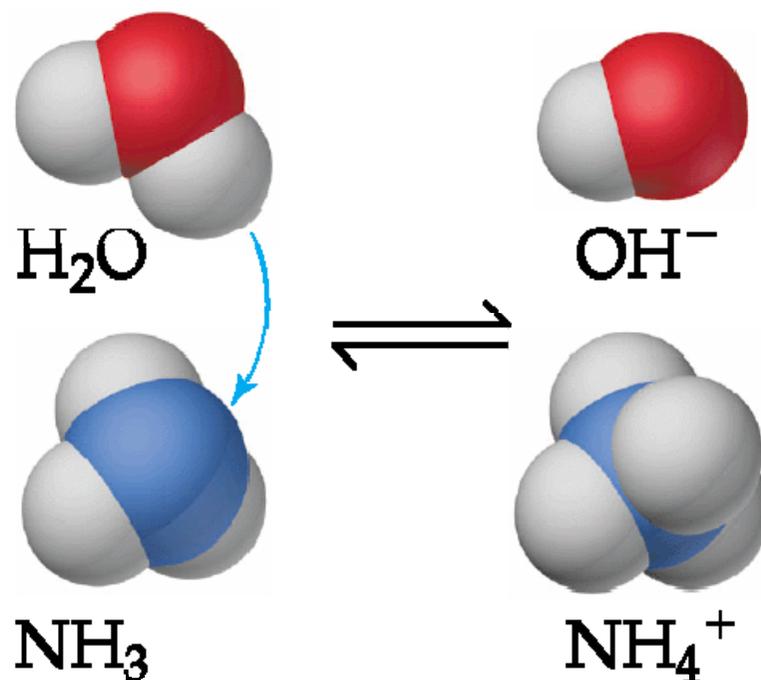
Ácidos

- Dissociação = os íons pré-formados no sólido se separam em solução.
- Ionização = uma substância neutra forma íons em solução.
- **Ácido** = substâncias que se ionizam para **formar H^+ em solução** (por exemplo, **HCl**, **HNO₃**, **CH₃CO₂H**, limão, lima, vitamina C).
- Ácidos com *um* próton ácido são chamados *monopróticos* (por exemplo, **HCl**).
- Ácidos com *dois* prótons ácidos são chamados *dipróticos* (por exemplo, **H₂SO₄**).
- Ácidos com *muitos* prótons ácidos são chamados *polipróticos*.

Reações ácido-base

Bases

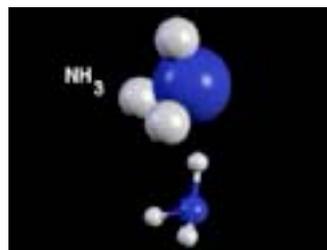
- **Bases** = substâncias que reagem com os íons H^+ formados por ácidos (por exemplo, NH_3 , DranoTM, Leite de MagnésiaTM).



Reações ácido-base

Ácidos e bases fortes e fracos

- Ácidos e bases fortes são eletrólitos fortes.
 - Eles estão completamente ionizados em solução.
- Ácidos e bases fracas são eletrólitos fracos.
 - Eles estão parcialmente ionizados em solução.



Identificando eletrólitos fortes e fracos

- Iônico e solúvel em água = eletrólito forte (provavelmente).
- Solúvel em água e não-iônico, mas é um ácido (ou base) forte = eletrólito forte.
- Solúvel em água e não-iônico, e é um ácido ou uma base fraca = eletrólito fraco.
- Caso contrário, o composto é provavelmente um não-eletrólito.

Reações ácido-base

Identificando eletrólitos fortes e fracos

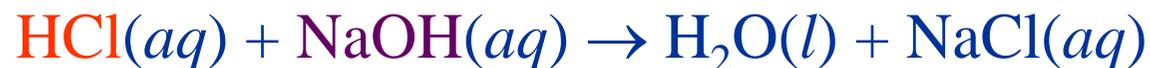
TABELA 4.3 Resumo do comportamento eletrolítico de compostos iônicos solúveis e moleculares comuns

	Eletrólito forte	Eletrólito fraco	Não-eletrólito
Iônico	Todos	Nenhum	Nenhum
Molecular	Ácidos fortes (ver Tabela 4.2)	Ácidos fracos (H...) Bases fracas (NH ₃)	Todos os outros compostos

Reações ácido-base

Reações de neutralização e sais

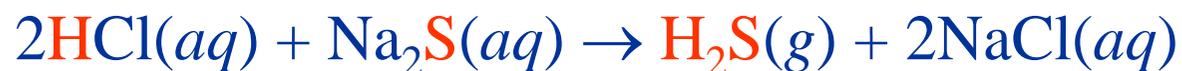
- A neutralização ocorre quando uma solução de um **ácido** e a de uma **base** são misturadas:



- Observe que formamos um sal (**NaCl**) e água.
- Sal = composto iônico cujo cátion vem de uma base e o ânion de um ácido.
- A neutralização entre um ácido e um hidróxido metálico produz água e um sal.

Reações ácido-base com formação de gás

- Os íons sulfeto e carbonato podem reagir com H^+ de uma maneira similar ao OH^- .



Oxidação e redução

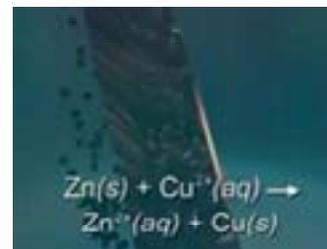
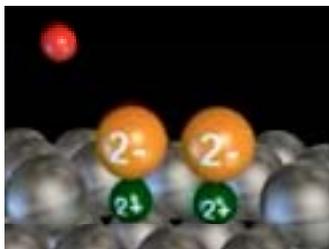
- Quando um metal sofre corrosão, ele perde elétrons e forma cátions:



- Oxidado: o átomo, a molécula ou o íon torna-se mais carregado positivamente.
 - A oxidação é a perda de elétrons.
- Reduzido: o átomo, a molécula ou o íon torna-se menos carregado positivamente.
 - Redução é o ganho de elétrons.

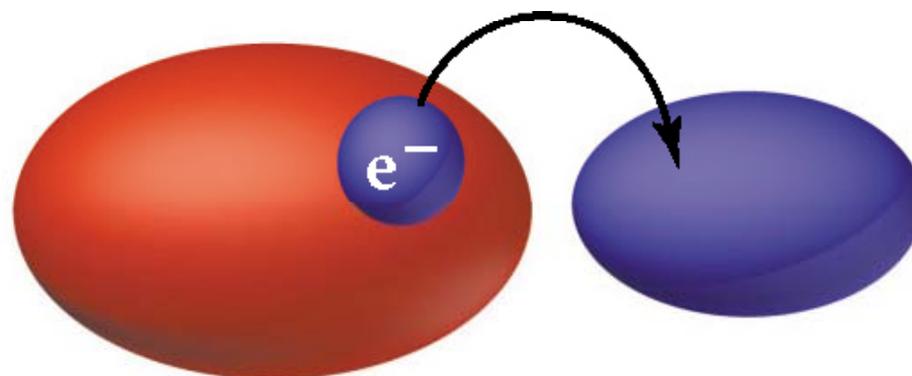
Reações oxirredução

Oxidação e redução



Reações oxirredução

Oxidação e redução



Substância
oxida
(perde
elétron)

Substância
reduz
(ganha
elétron)

Números de oxidação

- **O número de oxidação para um íon:** é a carga no íon.
- **O número de oxidação para um átomo:** é a carga hipotética que um átomo teria se fosse um íon.
- Os números de oxidação são determinados por uma série de regras:
 1. Se o átomo estiver em sua forma elementar, o número de oxidação é zero. Por exemplo, Cl_2 , H_2 , P_4 .
 2. Para um íon monoatômico, a carga no íon é o estado de oxidação.

Números de oxidação

1. Os não-metais *normalmente* têm números de oxidação negativos:
 - a) O número de oxidação do O geralmente é -2 . O íon peróxido, O_2^{2-} , tem oxigênio com um número de oxidação de -1 .
 - b) O número de oxidação do H é $+1$ quando ligado a não-metais e -1 quando ligado a metais.
 - c) O número de oxidação do F é -1 .
2. A soma dos números de oxidação para o átomo é a carga na molécula (zero para uma molécula neutra).

Oxidação de metais por ácidos e sais

- Os metais são oxidados por ácidos para formarem sais:



- Durante a reação, $2\text{H}^+(aq)$ é reduzido para $\text{H}_2(g)$.

- Os metais também podem ser oxidados por outros sais:



- Observe que o Fe é oxidado para Fe^{2+} e o Ni^{2+} é reduzido para Ni.

Reações oxirredução

Série de atividade

- Alguns metais são facilmente oxidados; outros, não.
- Série de atividade: é uma lista de metais organizados em ordem decrescente pela facilidade de oxidação.
- Quanto mais no topo da tabela estiver o metal, mais ativo ele é.
- Qualquer metal pode ser oxidado pelos íons dos elementos abaixo dele.



TABELA 4.5 Série de atividade de metais em solução aquosa

Metal	Reação de Oxidação				
Lítio	$\text{Li}(s)$	\longrightarrow	$\text{Li}^+(aq)$	+	e^-
Potássio	$\text{K}(s)$	\longrightarrow	$\text{K}^+(aq)$	+	e^-
Bário	$\text{Ba}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ba}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Cálcio	$\text{Ca}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ca}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Sódio	$\text{Na}(s)$	\longrightarrow	$\text{Na}^+(aq)$	+	e^-
Magnésio	$\text{Mg}(s)$	\longrightarrow	$\text{Mg}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Alumínio	$\text{Al}(s)$	\longrightarrow	$\text{Al}^{3+}(aq)$	+	$3e^-$
Manganês	$\text{Mn}(s)$	\longrightarrow	$\text{Mn}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Zinco	$\text{Zn}(s)$	\longrightarrow	$\text{Zn}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Cromo	$\text{Cr}(s)$	\longrightarrow	$\text{Cr}^{3+}(aq)$	+	$3e^-$
Ferro	$\text{Fe}(s)$	\longrightarrow	$\text{Fe}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Cobalto	$\text{Co}(s)$	\longrightarrow	$\text{Co}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Níquel	$\text{Ni}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ni}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Estanho	$\text{Sn}(s)$	\longrightarrow	$\text{Sn}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Chumbo	$\text{Pb}(s)$	\longrightarrow	$\text{Pb}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Hidrogênio	$\text{H}_2(g)$	\longrightarrow	$2\text{H}^+(aq)$	+	$2e^-$
Cobre	$\text{Cu}(s)$	\longrightarrow	$\text{Cu}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Prata	$\text{Ag}(s)$	\longrightarrow	$\text{Ag}^+(aq)$	+	e^-
Mercúrio	$\text{Hg}(l)$	\longrightarrow	$\text{Hg}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Platina	$\text{Pt}(s)$	\longrightarrow	$\text{Pt}^{2+}(aq)$	+	$2e^-$
Ouro	$\text{Au}(s)$	\longrightarrow	$\text{Au}^{3+}(aq)$	+	$3e^-$



Concentrações de soluções

Molaridade

- Solução = é o soluto dissolvido em solvente.
- Soluto: está presente em menor quantidade.
- A água como solvente = soluções aquosas.
- Altera-se a concentração utilizando-se diferentes quantidades de soluto e solvente.

Concentração em quantidade de matéria: Mols de soluto por litro de solução.

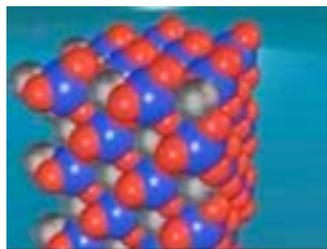
- Se soubermos a concentração em quantidade de matéria e o volume de solução, podemos calcular a quantidade de matéria (e a massa) do soluto.



Concentrações de soluções

Concentração em quantidade de matéria

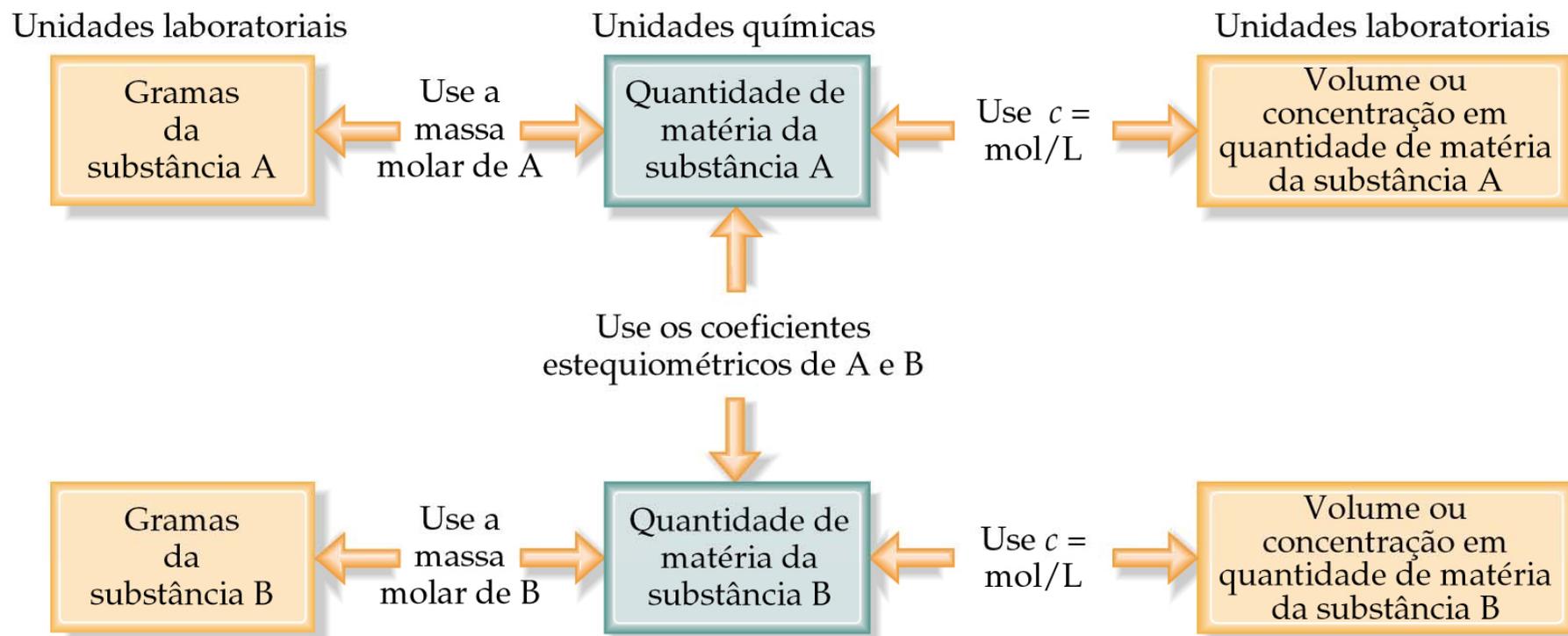
$$\text{Concentração em quantidade de matéria} = \frac{\text{quantidade de matéria de soluto}}{\text{volume de solução em litros}}$$



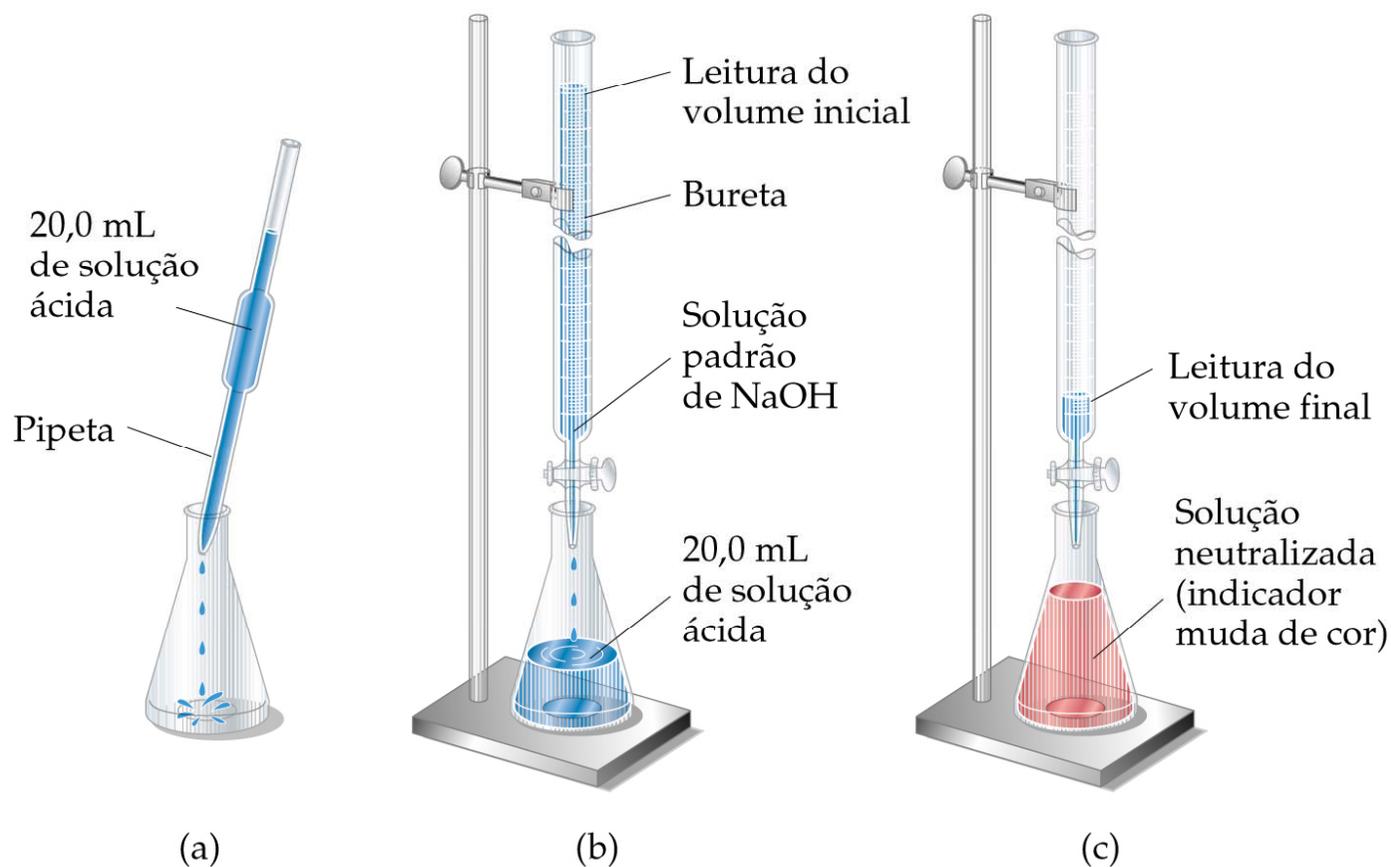
Estequiometria de soluções e análise química

- Existem dois tipos diferentes de unidades:
 - unidades de laboratório (unidades macroscópicas: medida em laboratório);
 - unidades químicas (unidades microscópicas: referem-se a mols).
- Sempre converta inicialmente as unidades de laboratório em unidades químicas.
 - Gramas são convertidos em mols utilizando-se a massa molar.
 - O volume ou a quantidade de matéria é convertido em mols utilizando-se $c = \text{mol/L}$.
- Utilize os coeficientes estequiométricos para mover entre reagentes e produto.

Estequiometria de soluções e análise química



Titulações



Titulações

- *Suponha que sabemos a concentração em quantidade de matéria de uma solução de NaOH e que queremos encontrar a concentração em quantidade de matéria de uma solução de HCl.*
- Sabemos:
 - a concentração em quantidade de matéria de NaOH, o volume de HCl.
- O que queremos?
 - A concentração em quantidade de matéria de HCl.
- O que devemos fazer?
 - Tome um volume conhecido da solução de HCl, meça o volume em mL de NaOH necessário para reagir completamente com o HCl.

Titulações

- O que temos?
 - O volume de NaOH. Sabemos a concentração em quantidade de matéria do NaOH, então, podemos calcular a quantidade de matéria de NaOH.
- Qual o próximo passo?
 - Sabemos também que $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Portanto, sabemos a quantidade de matéria de HCl.
- Podemos finalizar?
 - Sabendo a quantidade de matéria (HCl) e o volume de HCl (acima de 20,0 mL), podemos calcular a concentração em quantidade de matéria.

**Fim do Capítulo 4:
Reações em soluções aquosas e
estequiometria de soluções**