



Disciplina – Química geral (MAF1293)

Professora – Cleonice Rocha

Aluno -

Estudo Dirigido – Reações em solução aquosa (valor = 1,5 pt)

Propriedades gerais das soluções aquosas

Propriedades eletrolíticas

As soluções aquosas - aquelas que ocorrem em meio aquoso - têm o potencial de conduzir eletricidade.

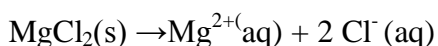
Há três tipos de solução:

- eletrólito forte, composto se dissocia completamente. – Boa condutividade elétrica.
- eletrólito fraco, composto se dissocia parcialmente. – Razoável condutividade elétrica
- não-eletrólito, composto não se dissocia. – Baixa ou nenhuma condutividade elétrica.

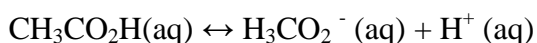
Em geral: Compostos iônicos são eletrólitos fortes e compostos moleculares são eletrólitos fracos ou não-eletrólitos

Representação de Eletrólitos Usando Equações Químicas

Um eletrólito forte: (sais, ácidos e bases fortes)



Um eletrólito fraco: (sais pouco solúveis, ácidos e bases fracas)



Um não-eletrólito: $\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$ – dissolve em água mas não dissocia.

Em resumo

	Eletrólito forte	Eletrólito fraco	Não-eletrólito
Iônico	Todos	Nenhum	Nenhum
Molecular	Ácidos fortes	Ácidos fracos/ Bases fracas	Todos os outros compostos

Questão 1 – Classifique os seguintes compostos em eletrólitos fortes, eletrólitos fracos e não eletrólitos

- NH_4OH
- HCl
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Solubilidade de Compostos Iônicos em água

Nem todos os compostos iônicos dissolvem completamente em água. Muitos dissolvem-se levemente e outros são essencialmente insolúveis. A seguir é apresentada uma lista de regras gerais que nos ajudam a prever se determinado composto será solúvel em água.

Tabela de solubilidade

COMPOSTOS SOLÚVEIS		
Quase todos os sais de Na^+ , K^+ , NH_4^+		
Sais de nitrato, NO_3^- clorato, ClO_3^- perclorato, ClO_4^- acetato, CH_3CO_2^-		
EXCEÇÕES		
Quase todos os sais de Cl^- , Br^- , I^-	Haleto de Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}	
Compostos que contêm F^-	Fluoretos de Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}	
Sais de sulfato, SO_4^{2-}	Sulfatos de Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}	
COMPOSTOS INSOLÚVEIS		
A maioria dos sais de carbonato, CO_3^{2-} fosfato, PO_4^{3-} oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ cromato, CrO_4^{2-}	EXCEÇÕES	
A maioria dos sulfetos metálicos, S^{2-}	Sais de NH_4^+ e dos cátions de metais alcalinos	
A maioria dos hidróxidos e óxidos metálicos	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ é solúvel	

Por exemplo, o nitrato de sódio (NaNO_3) será solúvel em água e se dissociará completamente em íons Na^+ e NO_3^- e será um eletrólito forte, por outro lado, o hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) é pouco solúvel em água, então, pouquíssimos íons Ca^{2+} e OH^- estarão presentes em solução e quase todo $\text{Ca}(\text{OH})_2$ permanece como sólido e por isso é um não eletrólito.

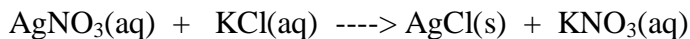
Questão 2 – Preveja se cada um dos seguintes compostos iônicos será solúvel em água. Liste os íons presentes em solução para os compostos solúveis.

- KCl
- MgCO_3
- Fe_2O_3
- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Reações de Precipitação

Uma reação de precipitação produz um produto insolúvel em água, conhecido como precipitado. Os reagentes dessa reação são geralmente compostos iônicos solúveis em

água, que dissociam-se em cátions e ânions. Se o cátion de um dos compostos formar um composto insolúvel com o ânion do outro composto na solução, ocorre a reação de precipitação. Por exemplo a mistura de soluções de nitrato de prata (AgNO_3) com cloreto de potássio (KCl), ambos compostos iônicos solúveis em água, formam o cloreto de prata (AgCl) insolúvel e o nitrato de potássio (KNO_3) solúvel



Reagentes	Produtos
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$	$\text{AgCl}(\text{s})$ – insolúvel
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

Muitas combinações de íons positivos e negativos formam substâncias insolúveis. Por exemplo, o cromato de chumbo (PbCrO_4) precipita quando um composto de chumbo solúvel como o nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) for combinado com um composto de cromato solúvel como o cromato de potássio (K_2CrO_4)

Questão 3 – Escreva a equação da reação entre o nitrato de chumbo e o cromato de potássio, representando os reagentes e produtos em solução aquosa.

Dica: para escrever a equação para uma reação de precipitação, primeiro decida quais íons são formados em solução quando os reagentes se dissolvem. Então use as informações da tabela de solubilidade, apresentada acima, para determinar se o cátion de um reagente irá se combinar com o ânion do outro reagente para formar um composto insolúvel.

Equação molecular e equação iônica

As reações podem ser representadas pela equação molecular, equação iônica completa ou equação iônica simplificada (líquida)

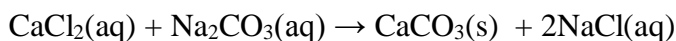
Equação molecular – reagentes e produtos são apresentados em sua forma molecular

Equação iônica completa – reagentes e produtos são apresentados na forma iônica

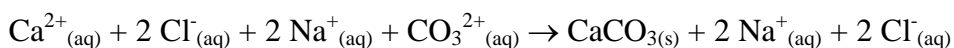
Equação iônica simplificada – são apresentados somente os íons e os compostos moleculares que participam efetivamente da reação.

Exemplo: reação entre o cloreto de cálcio (CaCl_2) e o carbonato de sódio (Na_2CO_3)

- Equação molecular

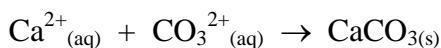


- Equação Iônica Completa



Íons espectadores: $2\text{Na}^{+}_{(\text{aq})}$ e $2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$

Equação Iônica-Simplificada



Toda equação química deve ser balanceada. O mesmo número de átomos de cada tipo deve aparecer tanto do lado dos reagentes, quanto do lado dos produtos. Além disso, a soma de cargas positivas e negativas deve ser a mesma de ambos os lados da equação.

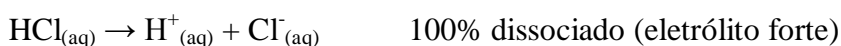
Questão 4 – Escreva as equações moleculares, iônicas completas e iônicas moleculares para as seguintes reações: (use a tabela de solubilidade para resolução do exercício)

- $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{NaCl}$ (não balanceada)
- Soluções de cloreto de ferro (III) (FeCl_3) e hidróxido de potássio (KOH), formando hidróxido de ferro (II) ($\text{Fe}(\text{OH})_2$) e cloreto de potássio (KCl)**
- Soluções de nitrato de chumbo(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) e de cloreto de potássio (KCl), formando cloreto de chumbo(II) (PbCl_2) e nitrato de potássio (KNO_3).**

Ácidos e bases

Ácidos e bases são duas classes importantes de compostos

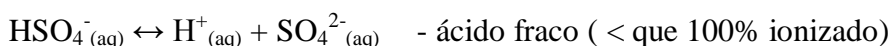
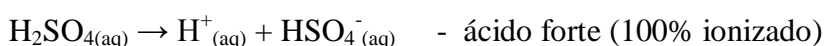
Ácido – são substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons hidrogênio (H^+) na solução



Então, o ácido clorídrico (HCl) ioniza em água para formar um íon hidrogênio (H^+) e um íon Cloreto (Cl^-). Como produz apenas um íon H^+ é classificado monoprotônico.

Quando um ácido em solução aquosa é convertido completamente em seus íons, como o HCl , ele é classificado de ácido forte.

Entretanto, o ácido sulfúrico (H_2SO_4) pode formar mais de um mol de H^+ por mol de ácido. Isto ocorre em duas etapas.



A primeira reação de ionização é essencialmente completa, de modo que o ácido sulfúrico é considerado um ácido forte. Porém, o íon hidrogenossulfato (HSO_4^-), como ácido acético é apenas parcialmente ionizado em solução aquosa e conseqüentemente é classificado como um ácido fraco, da mesma forma que o ácido acético.

Por produzir dois íons H^+ , o ácido sulfúrico é classificado como diprotônico.

Exemplos de ácidos fortes: HCl , HBr , HI , HClO_3 , HClO_4 , HNO_3 e H_2SO_4

Bases – substância que quando dissolvida em água aumenta a concentração de íons hidroxila (OH^-) na solução



Como a dissociação é completa, o NaOH é uma base forte.

São bases fortes os hidróxidos dos metais 1A e os mais pesados do grupo 2A

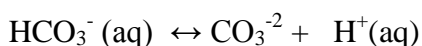
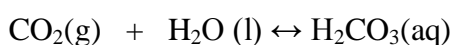
A amônia (NH₃), outra base comum, não tem íon OH⁻ como parte de sua fórmula. Em vez disso, ela produz íons OH⁻ ao reagir com água. Apenas uma pequena concentração de íons está presente; portanto a amônia é uma base fraca (eletrólito fraco)



Questão 5 – Escreva a equação balanceada da dissociação do ácido nítrico (HNO₃), ácido forte e do hidróxido de bário (Ba(OH)₂) base pouco solúvel, em água.

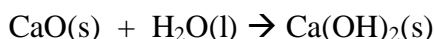
Óxidos ácidos e óxidos básicos

Alguns óxidos não metálicos (não metal ligado a oxigênio), apesar de não possuírem hidrogênio em sua fórmula podem reagir com água para produzir íons H⁺. Por esse motivo são chamados de óxidos ácidos. Veja o exemplo da reação do dióxido de carbono (CO₂), um óxido não metálico com água:



O CO₂ dissolve-se na água formando o ácido fraco, ácido carbônico (H₂CO₃). Esse ácido ioniza-se em pequena extensão para formar íons H⁺ e íons bicarbonato HCO₃⁻. Por fim, os íons bicarbonato também podem atuar como ácido e pode ionizar-se para formar H⁺ e íons carbonato (CO₃²⁻).

Por outro lado, óxidos metálicos (metal ligado a oxigênio) podem formar óxidos básicos, assim chamados porque formam soluções básicas quando dissolvidos em água. Um exemplo é o óxido de cálcio (CaO).



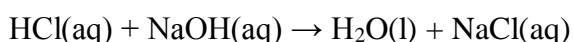
Questão 6 – Para cada um dos seguintes óxidos, indique se é esperado uma solução ácida ou básica quando o composto dissolve-se em água.

- a) SO₃
- b) MgO
- c) P₄O₁₀

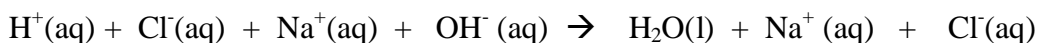
Reações de ácidos e bases

De modo geral, os ácidos reagem com bases fortes para produzir sal e água.

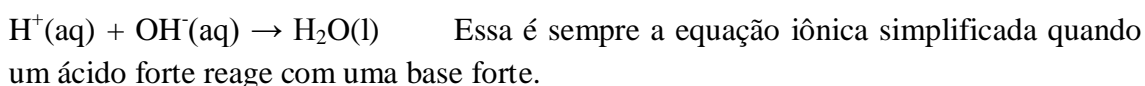
Por exemplo: Equação molecular



Equação iônica completa



Equação iônica simplificada



Sal é todo composto iônico cujo cátion provém de uma base (aqui Na⁺ do NaOH) e cujo ânion provém de um ácido (aqui Cl⁻ do HCl).

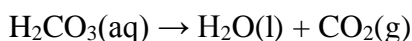
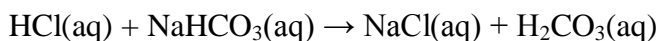
Reações entre ácidos fortes e bases fortes são denominadas **reações de neutralização**, porque no final da reação a solução é neutra, nem ácida e nem básica (o produto é H₂O).

Questão 7 – Escreva equação molecular balanceada e a equação iônica simplificada balanceada para a reação do hidróxido de magnésio (Mg(OH)₂) e ácido clorídrico (HCl).

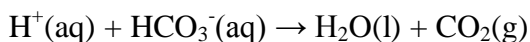
Reações formadoras de gases

São reações em que um dos produtos é um gás. Corresponde principalmente à química dos carbonatos metálicos.

Equação Molecular



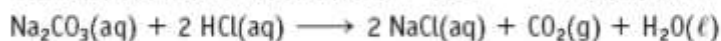
Equação Iônica simplificada



O quadro a seguir apresenta as principais reações que formam gases

Table 5.3 • Gas-Forming Reactions

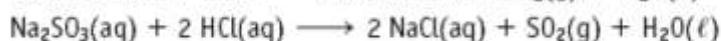
Metal carbonate or bicarbonate + acid \longrightarrow **metal salt + CO₂(g) + H₂O(l)**



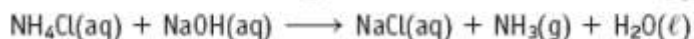
Metal sulfide + acid \longrightarrow **metal salt + H₂S(g)**



Metal sulfite + acid \longrightarrow **metal salt + SO₂(g) + H₂O(l)**



Ammonium salt + strong base \longrightarrow **metal salt + NH₃(g) + H₂O(l)**



Algumas Reações Formadoras de Gases

Ion	Reaction
HSO ₃ ⁻	HSO ₃ ⁻ + H ⁺ \longrightarrow SO ₂ (g) + H ₂ O(l)
SO ₃ ²⁻	SO ₃ ²⁻ + 2 H ⁺ \longrightarrow SO ₂ (g) + H ₂ O(l)
HCO ₃ ⁻	HCO ₃ ⁻ + H ⁺ \longrightarrow CO ₂ (g) + H ₂ O(l)
CO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻ + 2 H ⁺ \longrightarrow CO ₂ (g) + H ₂ O(l)
S ²⁻	S ²⁻ + 2 H ⁺ \longrightarrow H ₂ S(g)
NH ₄ ⁺	NH ₄ ⁺ + OH ⁻ \longrightarrow NH ₃ (g) + H ₂ O(l)

Questão 8 – Escreva uma equação balanceada para a reação que ocorre quando o carbonato de níquel(II) (NiCO₃) é tratado com ácido sulfúrico (H₂SO₄)

Tipos de reações em solução aquosa

As reações em solução aquosa podem ser classificadas conforme descrito no quadro a seguir

Tipo de reação	Força motriz
Precipitação	Formação de um composto insolúvel
Ácido-base; neutralização	Formação de sal e água
Formadora de gás	Liberação de gás
Oxirredução	Transferência de elétrons

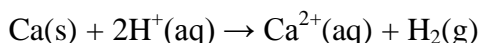
Questão 9 - Classifique cada uma das seguintes reações como uma reação de precipitação, uma reação ácido base ou uma reação formadora de gás. Prediga os produtos das reações, então balanceie a equação completa. Escreva a equação iônica simplificada para cada uma delas.

- $\text{CuCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{CuCl}_2(\text{aq}) + (\text{NH}_4)_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow$

Reações de Oxirredução

São reações nas quais ocorre transferência de elétrons entre átomos ou íons das substâncias reagentes.

Uma reação de oxirredução é caracterizada como um processo simultâneo de perda e ganho de elétrons, pois os elétrons perdidos por um átomo, íon ou molécula são imediatamente recebidos por outros. Por exemplo:



Nessa reação o Ca(s) perdeu elétrons transformando-se em Ca²⁺(aq) e o H⁺(aq) ganhou elétrons transformando-se em H₂(g).

Nas reações de oxirredução alguns termos devem ser conhecidos:

Oxidação: processo que resulta na perda de um ou mais elétrons pelas substâncias (átomos, íons ou moléculas) → seu estado de oxidação altera-se para valores mais positivos.

Redução: processo que resulta em ganho de um ou mais elétrons pelas substâncias (átomos, íons ou moléculas) → seu estado de oxidação atinge valores mais negativos (ou menos positivos).

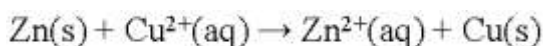
Agente oxidante: é aquele que aceita elétrons e é reduzido durante o processo.

Agente redutor: é aquele que perde elétrons e que se oxida no processo.

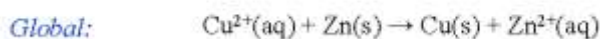
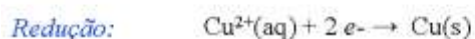
A redução e a oxidação sempre ocorrem simultaneamente.

No nosso exemplo o Ca sofreu oxidação e, portanto, é o agente redutor e o H⁺ sofreu redução sendo portanto, o agente oxidante.

As reações de oxirredução podem ser divididas em duas semi reações, uma semi reação de oxidação e uma semi reação de redução. Por exemplo, vejamos a reação:



Podemos representá-la como duas semi reações



A reação global é soma das duas semi reações

Mas, como determinar qual substância ganhou ou perdeu elétrons? Devemos verificar se ocorreu alguma variação no número de oxidação de um elemento durante a reação. O número de oxidação de um átomo em um íon ou molécula é definido como a carga que um átomo tem, ou aparenta ter, conforme determinado pelas seguintes regras de atribuições dos números de oxidação. Essas regras são:

1. O número de oxidação para substâncias simples é igual a zero: I_2 ou S_8 ;
2. Para íons monoatômicos, o número de oxidação é igual à carga do íon: Mg^{2+} , n.o. +2;
3. O flúor sempre tem número de oxidação -1 em compostos com todos os outros elementos;
4. Cl, Br ou I sempre tem número de oxidação -1 em compostos, exceto quando combinados com oxigênio ou flúor: NaCl, n.o. -1 e ClO^- , n.o. +1;
5. O número de oxidação do H é +1 e do O é -2 na maioria de seus compostos;
6. A soma algébrica dos números de oxidação em composto neutro deve ser zero: HClO_4 . Atribui-se +1 ao átomo de H, -2 a cada um dos átomos de O, resta +7 para o átomo de Cl.

Questão 10 - Determine o número de oxidação do elemento indicado em cada um dos seguintes compostos:

- a) Al_2O_3
- b) H_3PO_4
- c) SO_4^{2-}
- d) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Questão 11 – Classifique as reações a seguir em reações ácido base, reação de precipitação, reação de oxirredução ou reação de formação de gás. Em cada caso explique sua escolha e nas reações de oxirredução identifique os agentes oxidantes e agentes redutores. OBS: Uma mesma reação pode ser classificada em dois tipos

- a) $\text{NaOH(aq)} + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NaNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$
- b) $\text{Cu(s)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CuCl}_2(\text{s})$
- c) $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq})$
- d) $\text{Mg(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

Balanceamento das reações redox

Todas as reações de oxidorredução devem ser balanceadas tanto para massa quanto para carga.

O mesmo número de átomos que aparece nos reagentes e produtos em uma equação, e a soma das cargas elétricas de todas as espécies de cada um dos lados da seta da equação deve ser a mesma.

Poucas reações de oxirredução podem ser balanceadas por simples observação. Normalmente usa-se o método da semi reação, de acordo com os seguintes passos:

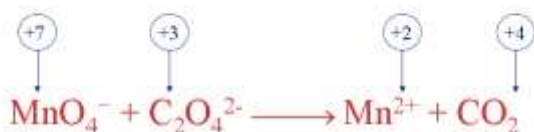
- 1- Identifique as espécies que sofrem oxidação e redução;
- 2- Separe o processo em semi reações;
- 3- Balanceie cada semi reação em massa, exceto O e H;
- 4- Em solução ácida balanceie O usando H_2O e, depois, balanceie H usando H^+ . Em solução básica, balanceie O usando H_2O e, depois, balanceie H usando H_2O do lado de cada semi reação em que H é necessário e OH^- do lado oposto;
- 5- Balanceie cada semi reação em carga;
- 6- Iguale o número de elétrons nas semi reações;
- 7- Some as semi reações para obter a equação global balanceada.

Exemplo:

Considere a reação entre MnO_4^- e $C_2O_4^{2-}$:



Primeiro, atribuímos os números de oxidação.



O manganês vai de +7 a +2, portanto é reduzido.

O carbono vai de +3 a +4, portanto é oxidado.

Semi reação de oxidação



Para balancear o carbono, adicionamos um coeficiente 2:





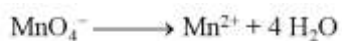
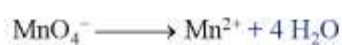
O oxigênio já está balanceado. Para balancear a carga, adicionamos 2 elétrons ao lado direito.



Semi reação de redução



O manganês está balanceado; para balancear o oxigênio, adicionamos 4 águas ao lado direito.



Para balancear o hidrogênio, adicionamos 8 H^+ ao lado esquerdo.



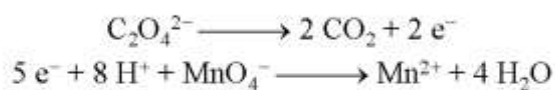
Balanco de carga



Para balancear a carga, adicionamos 5 e^- ao lado esquerdo.

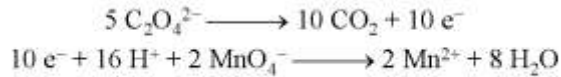


Podemos agora considerar as duas semi-reações conjuntamente:

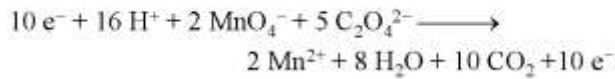


Para atingir o mesmo número de elétrons em ambos os lados, multiplicamos a semi-reação de oxidação por 5 e a semi-reação de redução por 2.

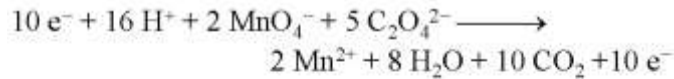
Combinando as semi reações



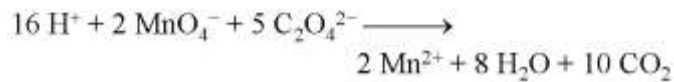
Somando as semi-reações, temos:



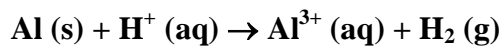
Obtendo a reação global



A única coisa que aparece dos dois lados são os elétrons. Quando os cancelamos, temos:



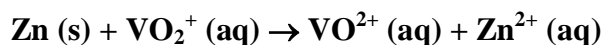
Questão 12 – Balanceie a equação



Questão 13 – Balanceie a equação



Questão 14 - Balanceie a equação que está em solução ácida:



Questão 15 - Balanceie a equação que está em solução básica:



Questão 15 – Balanceie a equação