

# Oxidação e Redução

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Sumário

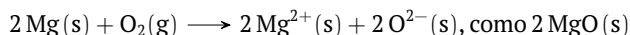
<b>1 As reações redox</b>	<b>1</b>
1.1 A oxidação e a redução	1
1.2 Os números de oxidação	1
1.3 Os agentes oxidantes e redutores	2
<b>2 A representação das reações redox</b>	<b>2</b>
2.1 As semi-reações	2
2.2 O balanceamento de reações redox	3
2.2.1 Como balancear equações redox complicadas	3
<b>3 As titulações redox</b>	<b>3</b>
3.1 Os agentes oxidantes comuns	3
3.2 Dissolução de metais	3
3.3 Os agentes redutores comuns	4

## 1 As reações redox

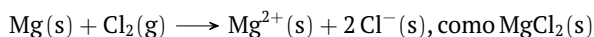
Muitas reações comuns, como a combustão, a corrosão, a fotossíntese, o metabolismo dos alimentos e a extração de metais de minérios, parecem completamente diferentes. Porém, ao examinar essas reações em nível molecular, sob a óptica de um químico, pode-se ver que elas são exemplos de um único tipo de processo.

### 1.1 A oxidação e a redução

Vejam a reação entre magnésio e oxigênio, que produz óxido de magnésio. Essa é a reação usada em fogos de artifício, para produzir faíscas brancas. Ela é também usada, menos agradavelmente, em munição traçadora e em dispositivos incendiários. Ela é um exemplo clássico de reação de oxidação. Durante a reação, os átomos Mg do magnésio sólido perdem elétrons para formar íons  $Mg^{2+}$ , e os átomos de O do oxigênio molecular ganham elétrons para formar íons  $O^{2-}$ :



Uma reação semelhante acontece quando magnésio reage com cloro para produzir cloreto de magnésio:



Como o padrão da reação é o mesmo, a segunda reação também é considerada uma *oxidação* do magnésio. Nos dois casos, há o aspecto comum da perda de elétrons do magnésio e sua transferência para outro reagente. A transferência de elétrons de uma espécie para outra é hoje reconhecida como a etapa essencial da oxidação, assim, os químicos definem **oxidação** como a perda de elétrons, desconsiderando as espécies para as quais os elétrons migram.

Pode-se reconhecer, com frequência, a perda de elétrons observando o aumento da carga de uma espécie. Essa regra também se aplica a ânions, como na oxidação dos íons brometo (carga  $-1$ )

a bromo (carga 0), como ocorre em uma reação usada comercialmente para a obtenção de bromo:



Aqui, o íon brometo (como brometo de sódio) é oxidado a bromo pelo gás cloro.

O nome *redução* referia-se, originalmente, à extração de um metal de seu óxido, em geral pela reação com hidrogênio, carbono ou monóxido de carbono. Um exemplo é a redução do óxido de ferro(III) pelo monóxido de carbono usada na produção de aço:



#### Falar de obtenção de metais e ustulação brevemente

Na redução do óxido de ferro(III), os íons Fe presentes no  $Fe_2O_3$  são convertidos em átomos de Fe, com carga zero, ao ganhar elétrons para neutralizar as cargas positivas. Este padrão é comum a todas as reduções: em uma redução, um átomo ganha elétrons de outra espécie. Sempre que a carga de uma espécie diminui, dizemos que houve redução. A mesma regra se aplica se a carga é negativa.

Os elétrons são partículas reais e não podem ser *perdidos*; portanto, sempre que, em uma reação, uma espécie se oxida, outra tem de se reduzir. Considerar a oxidação e a redução separadamente é como bater palmas com uma só mão: uma transferência precisa ocorrer junto com a outra para que a reação aconteça. Por isso, na reação entre cloro e brometo de sódio, os íons brometo são oxidados e as moléculas de cloro são reduzidas. Como a oxidação e a redução estão sempre juntas, os químicos utilizam o termo *reações redox*, isto é, reações de oxidação-redução, sem separar as reações de oxidação das reações de redução.

**Oxidação é a perda de elétrons, redução é o ganho de elétrons. A reação redox é a combinação de oxidação e redução.**

### 1.2 Os números de oxidação

No caso de íons monoatômicos, a perda ou o ganho de elétrons é fácil de identificar, porque podemos monitorar as cargas das espécies. Por isso, quando os íons  $Br^{-}$  se convertem em átomos de bromo (que formam as moléculas de  $Br_2$ ), sabemos que cada íon  $Br^{-}$  perdeu um elétron e, portanto, foi oxidado. Quando  $O_2$  forma íons óxido,  $O^{2-}$ , cada átomo de oxigênio ganha elétrons e, portanto, foi reduzido. Como os elétrons estão intimamente envolvidos na formação de ligações, sua transferência muitas vezes resulta em átomos sendo arrastados da molécula de um reagente para a do outro, o que pode dificultar muito a identificação de uma reação redox. O gás cloro,  $Cl_2$ , por exemplo, é oxidado ou reduzido quando se converte em íons hipoclorito,  $ClO^{-}$ ? O oxigênio foi adicionado, sugerindo oxidação, mas o sinal negativo devido a um elétron adicional indica redução.

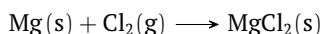
Os químicos encontraram uma maneira de seguir o caminho dos elétrons atribuindo um **número de oxidação**,  $N_{ox}$ , a cada elemento

- A oxidação corresponde ao *aumento* do número de oxidação.
- A redução corresponde à *diminuição* do número de oxidação.

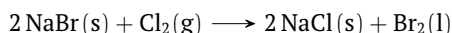
\*Contato: gabriel.braunpensi.com.br, (21) 99848-4949

Uma reação redox, portanto, é qualquer reação na qual os números de oxidação de um ou mais elementos se alteram.

O número de oxidação de um elemento em um íon monoatômico é igual a sua carga. Assim, o número de oxidação do magnésio é +2 nos íons  $\text{Mg}^{2+}$ , e o número de oxidação do cloro é -1 nos íons  $\text{Cl}^-$ . O número de oxidação de um elemento na forma elementar é 0. Por isso, o metal magnésio tem número de oxidação 0 e o cloro nas moléculas de  $\text{Cl}_2$  também. Quando o magnésio se combina com o cloro, os números de oxidação mudam:



Logo, o magnésio se oxidou e o cloro se reduziu. De forma semelhante, veja a reação entre brometo de sódio e cloro,



Nessa reação, o bromo se oxida e o cloro se reduz, mas os íons sódio não se alteram. O número de oxidação é o número fixado de acordo com as regras:

- A soma dos números de oxidação de todos os átomos em uma espécie é igual a sua carga total.
- O número de oxidação do hidrogênio é +1 quando combinado com não metais e -1 em combinação com metais.
- O número de oxidação dos elementos dos Grupos 1 e 2 é igual ao número do seu grupo.
- O número de oxidação de todos os halogênios é -1, exceto quando o halogênio está combinado com o oxigênio ou outro halogênio mais alto do grupo. O número de oxidação do flúor é -1 em todos os seus compostos.
- O número de oxidação do oxigênio é -2 na maior parte de seus compostos.

*A oxidação aumenta o número de oxidação de um elemento. A redução diminui o número de oxidação do elemento.*

### 1.3 Os agentes oxidantes e redutores

A espécie que *provoca* a oxidação em uma reação redox é chamada de agente oxidante (ou, simplesmente, oxidante). Ao agir, o oxidante aceita os elétrons liberados pelas espécies que se oxidam. Em outras palavras, o oxidante contém um elemento no qual o número de oxidação diminui. Isto é,

- O **agente oxidante** (ou **oxidante**) em uma reação redox é a espécie que promove a oxidação e é reduzida no processo.

Por exemplo, o oxigênio remove elétrons do magnésio. Como o oxigênio aceita esses elétrons, seu número de oxidação diminui de 0 a -2 (uma redução). O oxigênio é, portanto, o oxidante nessa reação. Os oxidantes podem ser elementos, íons ou compostos.

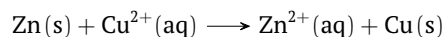
A espécie que promove a redução é chamada de agente redutor (ou, simplesmente, redutor). Como o redutor fornece os elétrons para a espécie que está sendo reduzida, ele perde elétrons. Isto é, o redutor contém um elemento no qual o número de oxidação aumenta. Em outras palavras,

- O **agente redutor** (ou **redutor**) em uma reação redox é a espécie que provoca a redução e é oxidada no processo.

Por exemplo, quando o metal magnésio fornece elétrons ao oxigênio (reduzindo os átomos de oxigênio), os átomos de magnésio perdem elétrons e o número de oxidação do magnésio aumenta de

0 a +2 (uma oxidação). Ele é o redutor na reação entre o magnésio e o oxigênio.

Para identificar o redutor e o oxidante em uma reação redox, você precisa comparar os números de oxidação dos elementos antes e depois da reação, para ver o que mudou. O reagente que contém um elemento que é reduzido na reação é o agente oxidante, e o reagente que contém um elemento que é oxidado é o agente redutor. Por exemplo, quando um pedaço de zinco é colocado em uma solução de cobre(II), a reação é:



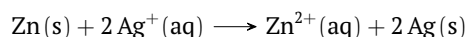
O número de oxidação do zinco aumenta de 0 a +2 (oxidação), e o do cobre diminui de +2 a 0 (redução). Portanto, como o zinco se oxida, o metal zinco é o redutor nessa reação. Em contrapartida, como o cobre é reduzido, os íons cobre(II) são o agente oxidante.

## 2 A representação das reações redox

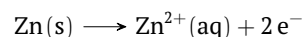
Uma característica distingue as reações redox das reações de transferência de prótons características de ácidos e bases. Os elétrons estão tão intimamente envolvidos a ligação que, quando migram entre espécies, muitas vezes arrastam átomos — ou mesmo grupos destes — consigo. O resultado é que as equações químicas das reações redox normalmente são complicadas, pois em muitos casos envolvem mudanças nos arranjos entre átomos e na transferência de elétrons.

### 2.1 As semi-reações

Uma **semi-reação** é a parte de oxidação ou de redução de uma reação redox considerada separadamente. Uma meia-reação de oxidação mostra a remoção de elétrons de uma espécie que está sendo oxidada. Por exemplo, para mostrar apenas a oxidação do zinco na reação do metal com íons prata,

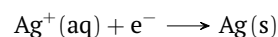


escreva:



Na equação de uma semi-reação de oxidação, os elétrons perdidos sempre aparecem do lado direito da seta. As espécies reduzida e oxidada, juntas, formam um par redox. Nesse exemplo, o par redox é  $\text{Zn}^{2+}$  e Zn e é representado por  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ . Um par redox tem sempre a forma Ox/Red, em que Ox é a forma oxidada da espécie e Red é a forma reduzida.

Vejamos agora a redução. Para descrever a adição de elétrons a uma espécie, as semi-reações correspondentes são escritas para o ganho de elétrons. Por exemplo, para mostrar a redução de íons  $\text{Ag}^+$  ao metal Ag, escrevemos



Na equação de uma semi-reação de redução, os elétrons ganhos sempre aparecem à esquerda da seta. Nesse exemplo, o par redox é  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ .

**NOTA EM BOA PRÁTICA** É muito importante entender que uma meia-reação de oxidação é meramente uma maneira conceitual de representar uma oxidação: os elétrons nunca estão realmente livres. Seu estado não é dado porque eles estão em trânsito e não têm um estado físico definido.

## 2.2 O balanceamento de reações redox

O balanceamento das equações químicas das reações redox por simples inspeção pode ser um verdadeiro desafio em alguns casos, especialmente para reações que ocorrem em água, que pode estar envolvida na reação, nas quais  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}^+$  (em soluções ácidas) ou  $\text{OH}^-$  (em soluções básicas) precisam ser incluídos. Nesses casos, é mais fácil simplificar a equação separando-a nas meias-reações de oxidação e de redução, balancear separadamente as meias-reações e, então, somá-las para obter a equação balanceada da reação total. Ao adicionar as equações das semi-reações, é necessário igualar o número de elétrons liberados na oxidação e o de elétrons usados na redução, porque elétrons não são criados nem perdidos nas reações químicas.

### 2.2.1 Como balancear equações redox complicadas

1. Identifique as espécies que sofrem oxidação e as que sofrem redução verificando as mudanças dos números de oxidação.
2. Escreva as duas equações simplificadas (não balanceadas) das semi-reações de oxidação e redução.
3. Balanceie todos os elementos nas duas meias-reações, exceto O e H.
4. Em solução ácida, balanceie O usando  $\text{H}_2\text{O}$  e, depois, balanceie H usando  $\text{H}^+$ .
5. Balanceie as cargas elétricas adicionando elétrons do lado esquerdo nas reduções e do lado direito nas oxidações. Certifique-se de que o número de elétrons perdidos ou ganhos em cada meia-reação é igual à variação do número de oxidação do elemento que foi oxidado ou reduzido em cada meia-reação.
6. Se necessário, multiplique todas as espécies, em uma ou em ambas as meias-reações, pelo fator necessário para igualar o número de elétrons nas duas meias-reações e, então, some-as, incluindo os estados físicos. Em alguns casos, é possível simplificar as meias-reações antes de combiná-las cancelando espécies que aparecem em ambos os lados da seta.
7. Simplifique a equação cancelando as espécies que aparecem em ambos os lados da seta e verifique nos dois lados se os átomos e as cargas estão balanceados.

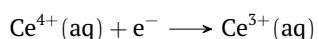
## 3 As titulações redox

titulações redox, nas quais ocorre reação entre um agente redutor e um oxidante.

### 3.1 Os agentes oxidantes comuns

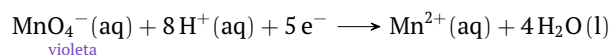
A escolha entre eles depende da força do analito, como agente redutor, da velocidade da reação entre o oxidante e o analito, da estabilidade das soluções padrão dos oxidantes, do custo e da disponibilidade de um indicador adequado.

O íon cério(IV) é um agente oxidante forte. A semi-reação para esse íon é

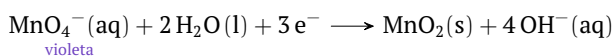


A principal desvantagem do emprego soluções de cério(IV) é sua tendência de formar precipitados em meio básico.

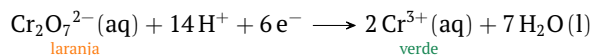
O íon permanganato também é um agente oxidante forte com aplicações muito parecidas com as do íon cério(IV). Em solução de ácido forte a semi-reação é



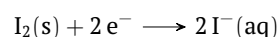
Em meio básico o produto da reação é o óxido de manganês(IV)



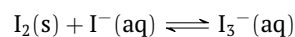
Em suas aplicações analíticas, o íon dicromato é reduzido ao íon verde cromo(III)



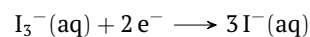
O iodo é um agente oxidante fraco empregado primariamente na determinação de redutores fortes.



O iodo é pouco solúvel em água. Para se obter soluções de concentrações analíticas úteis, o iodo é comumente dissolvido em soluções moderadamente concentradas de iodeto de potássio. Nesse meio, o iodo é razoavelmente solúvel, em consequência da reação

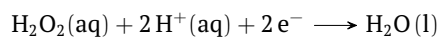


A descrição mais precisa da semi-reação do iodo nessas aplicações é



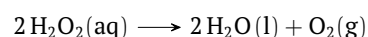
Diversos procedimentos analíticos são baseados em titulações redox com iodo. Amido é o melhor indicador para esses procedimentos pois forma um complexo de coloração azul intensa na presença de iodo.

O peróxido é um agente oxidante conveniente tanto na forma do sal de sódio sólido quanto como uma solução diluída do ácido. A semi-reação para o peróxido de hidrogênio em meio ácido é



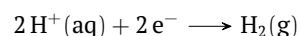
**ATENÇÃO** O  $\text{H}_2\text{O}_2$  também pode ser oxidado, formando  $\text{O}_2$

Após a oxidação ter-se completado, a presença de excesso de reagente é eliminada por ebulição:

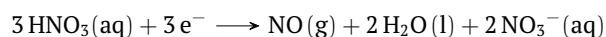


### 3.2 Dissolução de metais

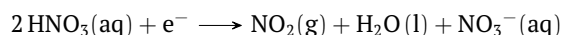
Ácidos podem ser utilizados para oxidar metais.



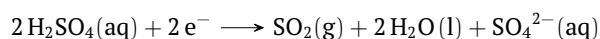
O ácido nítrico concentrado a quente é um oxidante forte que dissolve a maioria dos metais mais comuns, formando óxido nítrico:



Ácido nítrico muito concentrado leva a formação de dióxido de nitrogênio:



Apesar do ácido sulfúrico não ser tão oxidante quanto o ácido nítrico, ácido sulfúrico quente e concentrado pode oxidar metais, como o cobre, formando dióxido de enxofre:

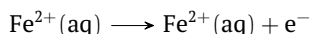


**ATENÇÃO** Ao balancear semi-reações de ácidos oxidantes, note que os ácidos também são a fonte de  $\text{H}^+$ .

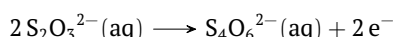
### 3.3 Os agentes redutores comuns

As soluções padrão da maioria dos redutores tendem a reagir com o oxigênio atmosférico. Por essa razão, os redutores raramente são utilizados na titulação de analitos oxidantes; ao contrário, métodos indiretos são empregados.

Inúmeros agentes oxidantes são determinados pelo tratamento com excesso ferro(II), seguido pela titulação desse excesso com uma solução padrão de dicromato de potássio ou cério(IV).

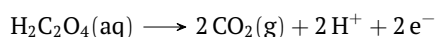


O íon tiosulfato é um agente redutor moderadamente forte, amplamente utilizado na determinação de agentes oxidantes por meio de um procedimento indireto que envolve o iodo como intermediário. Na presença de iodo, o íon tiosulfato é oxidado para formar o íon tetrationato, de acordo com a seguinte semi-reação



A reação com o iodo é única. Outros oxidantes podem oxidar o íon tetrationato ao íon sulfato.

Em soluções ácidas, o íon oxalato é convertido ao ácido oxálico. Portanto, sua semi-reação pode ser descrita por



O oxalato de sódio é largamente utilizado para determinar a concentração de agentes oxidantes como permanganato e cério(IV).

## Problemas

### PROBLEMA 1

Considere as reações de oxidação e redução.

- $\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Te}(\text{s}) + \text{ClO}_3^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_6\text{TeO}_6(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Cl}^{-}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq})$
- $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{HSO}_4^{-}(\text{aq})$

**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para as reações balanceadas.

- |                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| <b>A</b> 24; 18; 30; 37. | <b>B</b> 30; 37; 18; 24. |
| <b>C</b> 24; 37; 30; 18. | <b>D</b> 30; 18; 37; 24. |
| <b>E</b> 37; 30; 24; 18. |                          |

### PROBLEMA 2

Considere as reações de oxidação e redução.

- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}^{-}(\text{aq}) + \text{S}(\text{s}) + \text{H}^{+}(\text{aq})$
- $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}(\text{aq}) + \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Au}(\text{s}) + \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{SeO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Au}^{3+} + \text{SeO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{SbO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SbH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para as reações balanceadas.

- |                         |                         |                         |
|-------------------------|-------------------------|-------------------------|
| <b>A</b> 7; 22; 19; 24. | <b>B</b> 7; 24; 19; 22. | <b>C</b> 7; 22; 24; 19. |
| <b>D</b> 22; 24; 19; 7. | <b>E</b> 19; 24; 7; 22. |                         |

### PROBLEMA 3

Considere as reações de oxidação e redução.

- $\text{Br}_2(\text{l}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Br}^{-}(\text{aq}) + \text{BrO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) + \text{MnO}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$
- $\text{P}_4(\text{s}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{PO}_2^{-}(\text{aq}) + \text{PH}_3(\text{g})$
- $\text{Cl}_2\text{O}_7(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{ClO}_2^{-}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para as reações balanceadas.

- |                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| <b>A</b> 18; 18; 11; 16. | <b>B</b> 18; 16; 18; 11. |
| <b>C</b> 16; 11; 18; 18. | <b>D</b> 18; 16; 11; 18. |
| <b>E</b> 18; 18; 16; 11. |                          |

### PROBLEMA 4

Considere as reações de oxidação e redução.

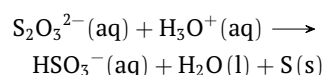
- $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) + \text{S}(\text{s})$
- $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-}(\text{aq}) + \text{ClO}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbO}_2(\text{s}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) + \text{ClO}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_3^{-}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$

**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para as reações balanceadas.

- |                         |                         |                         |
|-------------------------|-------------------------|-------------------------|
| <b>A</b> 21; 19; 7; 22. | <b>B</b> 22; 21; 7; 19. | <b>C</b> 7; 21; 22; 19. |
| <b>D</b> 22; 7; 19; 21. | <b>E</b> 21; 7; 22; 19. |                         |

### PROBLEMA 5

Considere a reação.

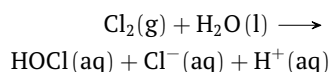


**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para a reação balanceada.

- |             |             |             |             |             |
|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|
| <b>A</b> 10 | <b>B</b> 14 | <b>C</b> 20 | <b>D</b> 27 | <b>E</b> 38 |
|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|

## PROBLEMA 6

Considere a reação.

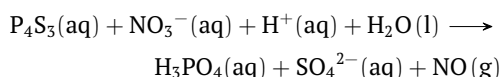


**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para a reação balanceada.

- A** 5      **B** 6,7      **C** 9,0      **D** 12      **E** 16

## PROBLEMA 7

Considere a reação.

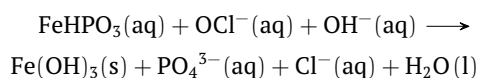


**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para a reação balanceada.

- A** 130      **B** 210      **C** 340      **D** 550      **E** 880

## PROBLEMA 8

Considere a reação.



**Assinale** a alternativa com a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para a reação balanceada.

- A** 9,0      **B** 13      **C** 19      **D** 28      **E** 40

## PROBLEMA 9

Uma alíquota de 100 mL solução de  $\text{Fe}^{2+}$  foi titulada com 25 mL de nitrato de cério (IV)  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de  $\text{Fe}^{2+}$ .

- A**  $11 \text{ mmol L}^{-1}$       **B**  $17 \text{ mmol L}^{-1}$       **C**  $25 \text{ mmol L}^{-1}$   
**D**  $37 \text{ mmol L}^{-1}$       **E**  $55 \text{ mmol L}^{-1}$

## PROBLEMA 10

Uma amostra de 20,75 g de calcário para uso em cerâmica foi analisada para a determinação do conteúdo de ferro. O calcário foi lavado com ácido clorídrico e o ferro convertido em íons ferro(II). A solução resultante foi titulada com 13,45 mL uma solução  $1,34 \text{ mol L}^{-1}$  de sulfato de cério(IV),  $\text{Ce}_2\text{SO}_4$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de  $\text{Fe}^{2+}$ .

- A**  $25 \text{ mmol L}^{-1}$       **B**  $37 \text{ mmol L}^{-1}$       **C**  $55 \text{ mmol L}^{-1}$   
**D**  $81 \text{ mmol L}^{-1}$       **E**  $120 \text{ mmol L}^{-1}$

## PROBLEMA 11

Uma alíquota de 100 mL solução de  $\text{Fe}^{2+}$  foi titulada com 10 mL de uma solução acidificada de permanganato de potássio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de  $\text{Fe}^{2+}$ .

- A**  $17 \text{ mmol L}^{-1}$       **B**  $25 \text{ mmol L}^{-1}$       **C**  $37 \text{ mmol L}^{-1}$   
**D**  $55 \text{ mmol L}^{-1}$       **E**  $81 \text{ mmol L}^{-1}$

## PROBLEMA 12

Uma amostra de 800 mg de minério de ferro foi dissolvida e passada por um redutor de Jones, convertendo o ferro em íons ferro(II). O ferro foi titulado com 40 mL de uma solução acidificada de permanganato de potássio  $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  no minério.

- A** 11 %      **B** 17 %      **C** 26 %      **D** 40 %      **E** 61 %

## PROBLEMA 13

Uma amostra de despejo industrial foi analisada para a presença de óxido de arsênio(III),  $\text{As}_4\text{O}_6$ . A amostra foi titulada com 28 mL de uma solução acidificada de permanganato de potássio  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ , sendo o arsênio convertido a  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de óxido de arsênio(III) na amostra.

- A** 28 mg      **B** 45 mg      **C** 70 mg  
**D** 110 mg      **E** 170 mg

## PROBLEMA 14

Uma amostra de 11 g de urânio foi dissolvida em ácido convertendo o urânio em  $\text{U}^{4+}$ . A solução resultante foi titulada com 25,8 mL de uma solução permanganato de potássio  $0,54 \text{ mol L}^{-1}$ , sendo o arsênio convertido a  $\text{UO}_2^{2+}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pureza da amostra de urânio.

- A** 30 %      **B** 48 %      **C** 75 %      **D** 120 %      **E** 190 %

## PROBLEMA 15

O óxido de estanho(IV),  $\text{SnO}_2$ , presente em uma amostra de 405 mg de minério foi reduzido para  $\text{Sn}^{2+}$  pela reação com chumbo metálico e titulado com 30 mL de dicromato de potássio,  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração de  $\text{SnO}_2$  no minério.

- A** 15 %      **B** 23 %      **C** 34 %      **D** 51 %      **E** 77 %



## PROBLEMA 16

Uma alíquota de 25 mL de uma solução contendo cátions tálio(I) foi tratada com cromato de potássio,  $K_2CrO_4$ . O cromato de tálio(I) foi filtrado, lavado para remoção do excesso do agente precipitante e dissolvido em  $H_2SO_4$  diluído. O dicromato produzido foi titulado com 40 mL de uma solução  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$  de ferro(II).

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de tálio na amostra.

- A** 0,56 g   **B** 0,70 g   **C** 0,88 g   **D** 1,1 g   **E** 1,4 g

## PROBLEMA 17

Uma amostra de 1 g sulfeto de antimônio,  $Sb_2S_3$ , foi dissolvida e titulada com 45 mL de uma solução  $0,03 \text{ mol L}^{-1}$  de triiodeto, sendo o antimônio convertido em cátions antimônio(V).

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pureza da amostra de sulfeto de antimônio.

- A** 7,2 %   **B** 11 %   **C** 16 %   **D** 23 %   **E** 34 %

## PROBLEMA 18

Uma amostra de 8 g de um formicida foi decomposta por digestão com uma mistura sulfonítrica. O arsênio presente no resíduo foi reduzido ao estado trivalente com hidrazina,  $N_2H_4$ . Após a remoção do agente redutor, o arsênio(III) foi titulado com 25 mL de uma solução  $0,2 \text{ mol L}^{-1}$  de íons triiodeto em meio fracamente alcalino.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $As_2O_3$  na amostra.

- A** 1,8 %   **B** 2,5 %   **C** 3,4 %   **D** 4,6 %   **E** 6,2 %

## PROBLEMA 19

Um comprimido de 1 g vitamina C,  $C_6H_8O_6$  foi dissolvido em 100 mL de água e uma alíquota de 10 mL dessa solução foi titulada com 10 mL de uma solução  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$  de triiodeto de potássio, sendo a vitamina C convertida em ácido desidroascórbico,  $C_6H_6O_6$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de vitamina C no comprimido.

- A** 0,64 g   **B** 0,77 g   **C** 0,93 g   **D** 1,1 g   **E** 1,4 g

## PROBLEMA 20

Uma alíquota de 25 mL de solução  $19 \text{ g L}^{-1}$  de um composto binário de estanho e cloro foi titulada com 30 mL de uma solução  $0,12 \text{ mol L}^{-1}$  de triiodeto, formando outro composto de estanho e cloro.

**Assinale** a alternativa com a fórmula empírica do composto de estanho na solução original.

- A**  $SnCl$    **B**  $SnCl_2$    **C**  $SnCl_3$   
**D**  $SnCl_4$    **E**  $SnCl_5$

## PROBLEMA 21

Um amostra de 0,18 g de oxalato de sódio,  $Na_2C_2O_4$  foi titulada com 32 mL de uma solução de permanganato de potássio acidificada.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de permanganato de potássio.

- A**  $0,0075 \text{ mol L}^{-1}$    **B**  $0,012 \text{ mol L}^{-1}$   
**C**  $0,018 \text{ mol L}^{-1}$    **D**  $0,028 \text{ mol L}^{-1}$   
**E**  $0,043 \text{ mol L}^{-1}$

## PROBLEMA 22

A matéria orgânica presente em uma amostra de 0,93 g de uma poeira para queimadura foi eliminada por calcinação e, logo após, o resíduo sólido de  $ZnO$  foi dissolvido em ácido. O tratamento com oxalato de amônio,  $(NH_4)_2C_2O_4$ , resultou na precipitação do oxalato de zinco. O sólido foi filtrado, lavado e então foi redissolvido em ácido diluído. O ácido oxálico liberado foi titulado com 40 mL de permanganato de potássio  $0,015 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $ZnO$  no comprimido.

- A** 4,2 %   **B** 6,0 %   **C** 8,5 %   **D** 12 %   **E** 17 %

## PROBLEMA 23

O tratamento de uma alíquota de 50 mL de uma solução de hidroxilamina,  $NH_2OH$ , com excesso de cátions ferro(III) resulta na formação de  $N_2O$ . Os cátions ferro(II) foram titulados com 20 mL de uma solução  $0,03 \text{ mol L}^{-1}$  de dicromato de potássio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de hidroxilamina.

- A**  $24 \text{ mmol L}^{-1}$    **B**  $36 \text{ mmol L}^{-1}$   
**C**  $54 \text{ mmol L}^{-1}$    **D**  $82 \text{ mmol L}^{-1}$   
**E**  $120 \text{ mmol L}^{-1}$

## PROBLEMA 24

Uma amostra de cloretos de metais alcalinos foi analisada em relação ao teor de sódio pela dissolução de uma amostra de 0,8 g em água e diluição para 500 mL. Uma alíquota de 25 mL dessa solução foi tratada para precipitar o sólido  $NaZn(UO_2)_3(CH_3COO)_9 \cdot 6H_2O$ . O precipitado foi filtrado, dissolvido em ácido e passado através de uma coluna redutora de chumbo, que converteu o urânio em  $U^{4+}$ . Os cátions urânio foram titulados com 20 mL de uma solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  de dicromato de potássio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $NaCl$  na amostra.

- A** 15 %   **B** 22 %   **C** 31 %   **D** 44 %   **E** 64 %

## PROBLEMA 25

Uma amostra de 0,1 g de bromato de potássio foi dissolvida em ácido clorídrico, HCl, e tratada com excesso de iodeto de potássio, KI. O iodo liberado foi titulado com 40 mL de uma solução de tiossulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de tiossulfato de sódio.

- A 90 mmol L<sup>-1</sup>      B 140 mmol L<sup>-1</sup>  
C 230 mmol L<sup>-1</sup>      D 360 mmol L<sup>-1</sup>  
E 580 mmol L<sup>-1</sup>

## PROBLEMA 26

Uma amostra de 0,16 g minério foi dissolvida em ácido e o  $\text{MnO}_2$  liberado foi titulado com iodeto. O  $\text{I}_2$  liberado foi titulado com 30 mL de uma solução 0,08 mol L<sup>-1</sup> de tiossulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $\text{MnO}_2$  no minério.

- A 65 %      B 100 %      C 160 %      D 250 %      E 390 %

## PROBLEMA 27

Uma mistura gasosa com densidade 1,2 g L<sup>-1</sup> foi passada através de uma solução de hidróxido de sódio a uma vazão de 2,5 L min<sup>-1</sup> por 1 h. O  $\text{SO}_2$  presente na mistura foi retido como sulfito.

Após a acidificação com HCl, o sulfito foi titulado com 5 mL de iodato de potássio,  $\text{KIO}_3$ , 3 mmol L<sup>-1</sup>.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração de  $\text{SO}_2$  na mistura gasosa.

- A 11 ppm      B 15 ppm      C 22 ppm  
D 31 ppm      E 43 ppm

## PROBLEMA 28

Uma amostra de 25 L de ar aspirado em 1 atm e 25 °C da vizinhança de um forno doméstico foi passada através de pentóxido de iodo em 150 °C, no qual o CO foi convertido em  $\text{CO}_2$  e uma quantidade equivalente de iodo foi produzida.

O iodo foi destilado e coletado em uma solução de KI. O triiodeto formado foi titulado com 8 mL de uma solução 2 mmol L<sup>-1</sup> de tiossulfato de sódio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração de CO no ar.

- A 26 ppm      B 40 ppm      C 62 ppm  
D 97 ppm      E 150 ppm

## PROBLEMA 29

Uma amostra de 125 mg de um explosivo a base de clorato de potássio,  $\text{KClO}_3$ , foi tratada com 50 mL de uma solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de cátions ferro(II) convertendo os íons clorato em cloreto. O excesso de ferro(II) foi retitulado com 20 mL de uma solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de cátions cério(IV).

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $\text{KClO}_3$  na amostra.

- A 21 %      B 32 %      C 49 %      D 75 %      E 120 %

## PROBLEMA 30

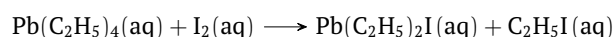
Uma amostra de 2 g de minério contendo  $\text{TeO}_2$  foi dissolvida e tratada com 50 mL de uma solução 0,03 mol L<sup>-1</sup> de dicromato de potássio, sendo o óxido de telúrio convertido em  $\text{H}^2\text{TeO}_4$ . O excesso de íons dicromato foi retitulado com 10 mL de uma solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de cátions ferro(II).

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $\text{TeO}_2$  na amostra.

- A 6,3 %      B 9,5 %      C 14 %      D 21 %      E 32 %

## PROBLEMA 31

O tetraetilchumbo,  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ , presente em uma alíquota de 25 mL de uma amostra de gasolina de avião foi agitado com 15 mL de uma solução 0,02 mol L<sup>-1</sup>, ocorrendo a reação:



Ao final da reação, o excesso de  $\text{I}_2$  foi retitulado com 6 mL de uma solução 0,04 mol L<sup>-1</sup> de tiossulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da concentração de tetraetilchumbo na gasolina.

- A 1,5 g L<sup>-1</sup>      B 1,9 g L<sup>-1</sup>      C 2,3 g L<sup>-1</sup>  
D 2,8 g L<sup>-1</sup>      E 3,5 g L<sup>-1</sup>

## PROBLEMA 32

A concentração de mercaptana de etila,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$ , em uma mistura foi determinada pela agitação de uma amostra de 2,17 g com 50 mL de uma solução 0,01 mol L<sup>-1</sup> de triiodeto, sendo o  $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$  convertido em  $\text{C}^2\text{H}_5\text{SSC}^2\text{H}_5$ . O excesso de triiodeto foi retitulado com 15 mL de uma solução 0,01 mol L<sup>-1</sup> de tiossulfato de sódio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica  $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$  na mistura.

- A 1,0 %      B 1,3 %      C 1,6 %      D 2,0 %      E 2,5 %

## Gabarito

## Problemas

- |       |       |       |       |       |       |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 1. C  | 2. B  | 3. D  | 4. D  | 5. A  | 6. A  |
| 7. A  | 8. C  | 9. C  | 10. A | 11. B | 12. D |
| 13. C | 14. C | 15. C | 16. A | 17. D | 18. E |
| 19. C | 20. B | 21. C | 22. D | 23. B | 24. A |
| 25. A | 26. A | 27. A | 28. C | 29. C | 30. E |
| 31. A | 32. D |       |       |       |       |