



Instituto de Química de São Carlos

Química Geral

(7500012)

Tópico I – Reações Químicas

1

1ª) Questão:

Uma mistura de soluções de sulfeto de sódio (0,450 mol/L) e de nitrato de prata (0,270 mol/L) é preparada misturando-se 25,0 mL de cada solução em um béquer e homogeneizando-se.

a) Ocorre reação química? Explique. No caso de ocorrer reação química, indique a equação iônica essencial balanceada.

b) Calcule a concentração molar de cada um dos íons livres (dissociados) na solução resultante.

2

2ª) Questão:

Uma amostra de 1,5 g de um sólido contendo um teor desconhecido de um ácido orgânico fraco (H_3X) ($MM = 354 \text{ g/mol}$) foi dissolvida completamente em uma mistura de etanol/água e titulada com 18,50 mL de solução aquosa de NaOH 0,1500 mol/L para a reação completa.

- a) Indique a equação iônica essencial para a reação.
- b) Calcule a porcentagem (%) em massa de H_3X na amostra.

3

Reações de Oxi-redução

- **Reações redox?**

- **Importância tecnológica/biológica?**

- **Considerações Gerais:**

4

Reações de Oxi-redução

- **Reações redox?**

Reações envolvendo a transferência de elétrons

- **Importância tecnológica/biológica?**

- **Processos de corrosão metálica**
- **Sensores/Biossensores: “medidor de glicose”**
- **Tratamento de efluentes**
- **Metabolismo: “energia” dos alimentos**
- **Bafômetro**

- **Considerações Gerais:**

Em uma reação química de oxi-redução, o número total de elétrons “perdidos” no processo de oxidação deve ser exatamente igual ao número total de elétrons “ganhos” durante o processo de redução.

5

Reações de Oxi-redução

6

Reações de Oxi-redução

- **Reações simultâneas e dependentes**

As reações redox são subdividas em dois tipos: as de **redução** e as de **oxidação**

Reação de Oxidação: processo caracterizado pela “perda” de elétrons e pelo aumento do Nox de, pelo menos, uma **espécie** envolvida

Reação de Redução: processo caracterizado pelo “ganho” de elétrons e pela diminuição do Nox de, pelo menos, uma **espécie** envolvida

* íon, molécula, complexo ou átomo

7

- **Agente Oxidante:**

- **Agente Redutor:**

- **Nox:**

8

- **Agente Oxidante:** espécie que se **reduz**, promovendo a oxidação de outra espécie ao “receber” os seus elétrons
- **Agente Redutor:** espécie que se **oxida**, promovendo a redução de outra espécie ao “fornecer” o elétrons a uma espécie que se reduz
- **Nox:**
 - “estado de oxidação” de um átomo
 - Em algumas situações, é diferente da carga formal de um íon

9

Exemplo - Determine o Nox de cada um dos átomos nos seguintes compostos:



10

Exemplo - Determine o Nox de cada um dos átomos nos seguintes compostos:

1. Na_2SO_4 Na: +1 / O: -2 / S: +6

2. NaCl Na: +1 / Cl: -1

3. HClO_4 H: +1 / Cl: +7 / O: -2

11

Exercícios:

(1) Determine o Nox de cada um dos átomos que formam cada composto

a) Na_2SO_4

b) NaCl

c) Ácido carbônico

d) Hidróxido de bário

e) Óxido de ferro (II)

f) Carbonato de alumínio

g) Hidróxido de amônio

h) Nitrato de potássio

i) Nitrito de cálcio

j) Hidreto de sódio

k) Peróxido de sódio

l) Nitrato de chumbo (IV)

m) Nitrato de chumbo (II)

n) Sulfeto de bário

o) Sulfato de amônio

p) Ácido hipocloroso

q) Sulfato de cobre (II)

r) Hidróxido de alumínio

12

Exercícios:

- aa) Nitrato de cobalto (II)
- bb) Ácido bromídrico
- cc) Ácido fosfórico
- dd) Hidróxido de magnésio
- ee) Óxido de ferro (III)
- ff) Oxalato de alumínio
- gg) Ácido oxálico
- hh) Permanganato de potássio
- ii) Cromato de sódio
- jj) Dicromato de potássio
- kk) Oxalato de sódio
- ll) Nitrato de zinco
- mm) Sulfato de chumbo (IV)
- nn) Sulfato de bário
- oo) Sulfato de alumínio
- pp) Fosfato de sódio
- qq) Hidrogenocarbonato de magnésio
- rr) Monohidrogeno fosfato de sódio

13

Balancamento de Reações Redox

❖ **Método Íon-elétron**

Considerações:

14

Balanceamento de Reações Redox

❖ Método Íon-elétron

Neste método as reações redox são divididas em função dos processos de oxidação e de redução. As equações correspondentes (**semi-reações**) são balanceadas separadamente e depois re combinadas em uma reação global, completamente balanceada.

Considerações:

- Iniciar com a equação estrutural
- Dividir a equação em semi-reações
- Balancear as semi-reações (**balanço de massa e de carga**)
- Balancear as cargas adicionando-se elétrons (e^-)
- “somar” as semi-reações para obter a reação global
- “equilibrar” os elétrons e simplificar quando necessário

15

Balanceamento de Reações Redox

Exemplo: A reação entre íons Ferro (III) em solução aquosa com íons estanho (II) forma íons ferro (II) e estanho (IV).



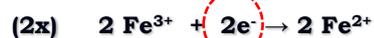
16

Balanciamento de Reações Redox

Exemplo: A reação entre íons Ferro (III) em solução aquosa com íons estanho (II) forma íons ferro (II) e estanho (IV).



Semi-reações:



Balanciamento de massa: OK

8+

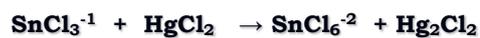
8+

Reação Global

17

Balanciamento de Reações Redox

Exemplo: Balanceie a reação mostrada a seguir.



Obs: usar íons cloreto para o balanceamento das semi-reações

18

Balanceamento de Reações Redox em meio ácido

❖ Meio Ácido

Neste caso, íons H^+ e moléculas de água do meio participam diretamente da reação e devem ser usados para fazer o balanceamento.

Considerações:

- Dividir a equação em semi-reações
- Balancear os átomos diferentes de H e de O
- Balancear o oxigênio (O) adicionando H_2O do lado que está “faltando” O
- Balancear o hidrogênio (H) adicionando H^+ do lado que está “faltando” H
- Balancear as cargas adicionando-se elétrons (e^-)
- “somar” as semi-reações para obter a reação global
- “equilibrar” os elétrons e simplificar quando necessário

19

Exemplo: (meio ácido)



Semi-reações:

20

Balanceamento de Reações Redox em meio básico

❖ Meio Básido

Neste caso, íons OH^- do meio participam diretamente da reação e devem ser usados para fazer o balanceamento.

Considerações:

- Dividir a equação em semi-reações
- Balancear os átomos diferentes de H e de O
- Balancear o oxigênio (O) adicionando H_2O do lado que está “faltando” O
- Balancear o hidrogênio (H) adicionando H^+ do lado que está “faltando” H
- Balancear as cargas adicionando-se elétrons (e^-)
- “somar” as semi-reações para obter a reação global
- “equilibrar” os elétrons e simplificar quando necessário
- “Adicionar” OH^- , nos dois membros da equação, em número igual ao de H^+ , combinando para formar água
- “Cancelar” o maior número de águas possível

21

Balanceamento de Reações Redox em meio básico

❖ Meio Básido

Neste caso, íons OH^- do meio participam diretamente da reação e devem ser usados para fazer o balanceamento.

Considerações:

- Dividir a equação em semi-reações
- Balancear os átomos diferentes de H e de O
- Balancear o oxigênio (O) adicionando H_2O do lado que está “faltando” O
- Balancear o hidrogênio (H) adicionando H^+ do lado que está “faltando” H
- Balancear as cargas adicionando-se elétrons (e^-)
- “somar” as semi-reações para obter a reação global
- “equilibrar” os elétrons e simplificar quando necessário
- “Adicionar” OH^- , nos dois membros da equação, em número igual ao de H^+ , combinando para formar água
- “Cancelar” o maior número de águas possível

22

Exemplo: (meio básico)



Semi-reações:

23

Deslocamento de um Metal por outro Composto

❖ Caso Especial

Deslocamento de um elemento por outro por meio de uma reação redox: reação metal-ácido.

Considerações:

- Reação metal-ácido: reação com desprendimento de H_2 a partir do H^+
 - Caso geral: $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}_{(s)}$
 - Série de Atividade: elemento “ativo” = “se oxida com mais facilidade”
 - - Ativo + Ativo
- $\text{Au} < \text{Hg} < \text{Ag} < \text{Cu} < \text{H} < \text{Pb} < \text{Sn} < \text{Co} < \text{Cd} < \text{Fe} < \text{Cr} < \text{Zn} < \text{Al} < \text{Mg} < \text{Na}$

24

Exemplos:

- 1) Uma amostra de minério de estanho, cuja massa era 0,3000 g, foi dissolvida em uma solução ácida, de modo que todo estanho foi transformado em Sn(II). A solução foi titulada com 8,08 mL de uma solução de KMnO_4 0,0500 mol/L, que oxidou o Sn(II) a Sn(IV), enquanto o manganês formado foi o Mn(II).
- Qual é a equação balanceada para a reação de titulação? (use o método íon-elétron)
 - Qual a massa de estanho que havia na amostra?
 - Qual o teor (% m/m) de estanho na amostra?
 - Se o estanho estivesse presente na amostra na forma de SnO, qual seria o teor (% m/m) na amostra?

25

Exemplos:

- 2) A solda é uma liga metálica contendo estanho e chumbo. Uma amostra desta liga, com massa de 1,50 g, foi dissolvida em ácido. Todo o estanho foi levado ao estado de oxidação 2+. Observou-se então que 0,368 g de $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ foram necessários para oxidar o Sn(II) a Sn(IV), em meio ácido. No processo o cromo foi reduzido a Cr(III).
- Qual é a equação balanceada para a reação entre o Sn e o Cr? (use o método íon-elétron)
 - Calcule a massa de Sn que havia na amostra de solda.
 - Qual o teor (% m/m) de estanho na solda?

26

Exemplos:

- 3) O peróxido de hidrogênio (H₂O₂) pode ser adquirido em farmácias para ser usado como anti-séptico. Uma amostra de uma solução desta substância, com massa de 1,000 g, foi acidificada com H₂SO₄ e titulada com uma solução de KMnO₄ 0,02000 mol/L. O processo pode ser descrito pela equação iônica essencial:



Considerando-se que foram necessários 17,60 mL da solução de KMnO₄ para efetuar a titulação, indique:

- Qual é a equação balanceada para a reação? (use o método íon-elétron)
- Qual a massa de H₂O₂ que reagiu?
- Qual o teor (% m/m) de H₂O₂ na amostra?