

*O X I D A Ç Ã O*

*E*

*R E D U Ç Ã O*



*P R O F . A G A M E N O N R O B E R T O*

*< 2 0 1 0 >*

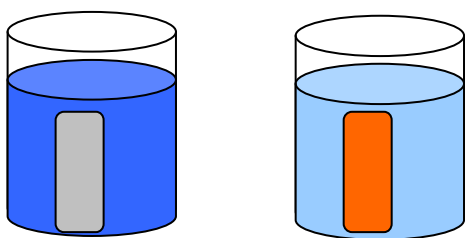
## OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

### INTRODUÇÃO

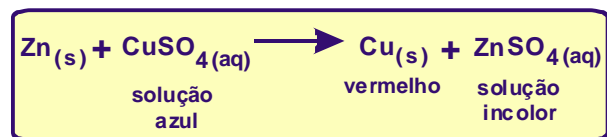
Colocando-se uma lâmina de zinco dentro de uma solução aquosa de sulfato de cobre, que possui coloração azul, após algum tempo poderemos observar que:

A lâmina fica recoberta por uma substância avermelhada.

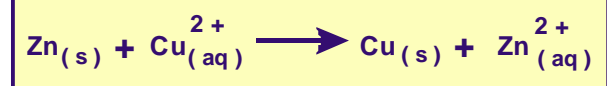
A solução vai clareando até ficar incolor.



Esta experiência pode ser representada pela equação química:



Sua forma simplificada é:



O que podemos observar?

- Zinco metálico cede 2 elétrons para o íon cobre II.

Com estas observações podemos definir os fenômenos de **oxidação** e **redução**.

**Oxidação** é a perda de elétrons por uma espécie química.

**Redução** é o ganho de elétrons por uma espécie química.

Na nossa experiência, o **zinco (Zn)** sofre **oxidação** e o **íon cobre II (Cu<sup>2+</sup>)** sofre **redução**.

Os fenômenos de oxidação e redução ocorrem ao mesmo tempo, isto é, enquanto uma espécie se oxida, outra se reduz.

As reações que apresentam esses fenômenos são denominadas de **reações de óxido-redução** (oxi-redução ou redox).

### NÚMERO DE OXIDAÇÃO (N<sub>ox</sub>)

É o número que mede a carga **real** (em compostos iônicos) ou **aparente** (em compostos covalentes) de uma espécie química.

Exemplos:

No "**NaCl**" o átomo de sódio cedeu 1 elétron para o átomo de cloro. Então:

- O sódio origina o íon sódio ( Na<sup>1+</sup> ).
- O cloro origina o íon cloreto ( Cl<sup>-</sup> ).

A carga do íon sódio é o número de oxidação do sódio neste composto.

$$\text{Nox} = +1$$

A carga do íon cloreto é o número de oxidação do cloro neste composto.

$$\text{Nox} = -1$$

Em **compostos covalentes** o número de oxidação negativo é atribuído ao elemento mais eletronegativo e o número de oxidação positivo ao elemento menos eletronegativo.

Exemplo:



O cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, então:

O cloro atrai para si um elétron, então o seu **Nox será - 1**, e o hidrogênio tem o seu elétron afastado, então o seu Nox **será + 1**.

Podemos associar os conceitos de oxidação e redução ao de número de oxidação.

**Oxidação é a perda de elétrons ou o aumento do número de oxidação (Nox).**

**Redução é o ganho de elétrons ou a diminuição do número de oxidação (Nox).**

A espécie química que provoca a redução de um elemento chama-se **agente redutor** e, a espécie química que provoca a oxidação de um elemento chama-se **agente oxidante**.

**REGRAS PRÁTICAS PARA DETERMINAR O****Nox****1ª regra:**

**Todo elemento em uma substância simples tem Nox igual a zero.**

Exemplos:

**O<sub>2</sub>**: Nox de cada átomo de oxigênio é zero.

**N<sub>2</sub>**: Nox de cada átomo de nitrogênio é zero.

**Ag**: Nox do átomo de prata é zero.

**2ª regra:**

O Nox de alguns elementos em substâncias compostas é constante.

O **hidrogênio** tem Nox igual a **+ 1**.

Os **metais alcalinos** têm Nox igual a **+ 1**.

Os **metais alcalinos terrosos** têm Nox igual a **+ 2**.

O **oxigênio** tem Nox igual a **- 2**.

Os **halogênios em halogenetos** têm Nox igual **-1**.

A **prata** (Ag) tem Nox igual a **+ 1**.

O **zinco** (Zn) tem Nox igual a **+ 2**.

O **alumínio** (Al) tem Nox igual a **+ 3**.

O **enxofre** (S) em sulfetos tem Nox igual a **- 2**.

Exemplos:

**NaCl**

- O sódio tem Nox = + 1
- O cloro tem Nox = - 1

**Ca(OH)<sub>2</sub>**

- O cálcio tem Nox = + 2.
- O hidrogênio tem Nox = +1.
- O oxigênio tem Nox = - 2.

**H<sub>2</sub>S**

- O hidrogênio tem Nox = + 1.
- O enxofre tem Nox = - 2.

**Casos particulares importantes**

**Nos hidretos metálicos o “hidrogênio” possui Nox igual a - 1.**

**Nos peróxidos o “oxigênio” possui Nox igual a - 1.**

Exemplos:

**H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**

Este composto é um peróxido

- O hidrogênio tem Nox = +1.
- O oxigênio tem Nox = - 1.

**NaH**

Este composto é um hidreto metálico

- O sódio tem Nox = +1.
- O hidrogênio tem Nox = - 1.

**3ª regra:**

**A soma algébrica dos Nox de todos os átomos em uma espécie química neutra é igual a zero.**

Exemplo:

**NaOH**

- O Nox do sódio é + 1.
- O Nox do oxigênio é - 2.
- O Nox do hidrogênio é + 1.

Calculando a soma algébrica, teremos:

$$(+ 1) + (- 2) + (+ 1) = 0$$

Esta regra possibilita a cálculo do Nox de um elemento químico que não possui Nox constante.

Exemplo:

**CO<sub>2</sub>**

- O Nox do carbono é desconhecido ( x ).
- O Nox de cada átomo de oxigênio é - 2.

Então:

$$x + 2 \cdot (- 2) = 0$$

$$x - 4 = 0$$

$$x = + 4$$

Portanto o Nox do átomo de carbono neste composto é igual a + 4.

**4ª regra:**

**A soma algébrica dos Nox de todos os átomos em um íon é igual à carga do íon.**

Exemplo:

**NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**

- O átomo de nitrogênio não tem Nox constante ( x ).
- Cada átomo de hidrogênio possui Nox igual a + 1.
- O íon tem carga + 1.

Calculando a soma algébrica, teremos:

$$x + 4 \cdot (+1) = +1$$

$$x + 4 = 1$$

$$x = 1 - 4$$

$$x = -3$$

Então o Nox do átomo de nitrogênio é igual a  $-3$ .

Exercícios:

01)(MACKENZIE-SP) sabendo que o cloro pertence à família dos halogênios, a substância na qual o cloro apresenta número de oxidação máximo é:

- a)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ .
- b)  $\text{HCl}$ .
- c)  $\text{Cl}_2\text{O}$ .
- d)  $\text{HClO}_4$ .
- e)  $\text{Cl}_2$ .

02) Considere os compostos de fórmulas:



Os Nox dos elementos que pertencem à família 15, presentes nesses compostos, são, respectivamente:

- a)  $+1 + 1$  e  $+2$ .
- b)  $+2, -4$  e  $-5$ .
- c)  $+3, -2$  e  $-5$ .
- d)  $+3 + 1$  e  $+3$ .
- e)  $+3 + 4$  e  $+5$ .

03) Os números de oxidação do enxofre nas espécies  $\text{SO}_2$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  são, respectivamente:

- a) zero e  $+4$ .
- b)  $+1$  e  $-4$ .
- c)  $+2$  e  $+8$ .
- d)  $+4$  e  $+6$ .
- e)  $-4$  e  $-8$ .

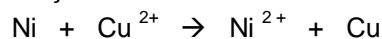
04) Descobertas recentes da medicina indicam a eficiência do óxido nítrico,  $\text{NO}$ , no tratamento de determinado tipo de pneumonia. Sendo facilmente oxidado a  $\text{NO}_2$ , quando preparado em laboratório, o ácido nítrico deve ser recolhido em meio que não contenha oxigênio. Os Nox do nitrogênio no  $\text{NO}$  e  $\text{NO}_2$  são, respectivamente:

- a)  $+3$  e  $+6$ .
- b)  $+2$  e  $+4$ .
- c)  $+2$  e  $+2$ .
- d) zero e  $+4$ .
- e) zero e  $+2$ .

05) Assinale a alternativa cuja equação química não representa uma reação de oxidação-redução:

- a)  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ .
- b)  $\text{Cl}_2 + \text{NaI} \rightarrow \text{NaCl} + \text{I}_2$ .
- c)  $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ .
- d)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
- e)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

06) Na equação representativa de uma reação de oxidação-redução:



- a) O íon  $\text{Cu}^{2+}$  é o oxidante porque ele é oxidado.
- b) O íon  $\text{Cu}^{2+}$  é o redutor porque ele é reduzido.
- c) O Ni é redutor porque ele é oxidado.
- d) O Ni é o oxidante porque ele é oxidado.
- e) O Ni é o oxidante e o íon  $\text{Cu}^{2+}$  é o redutor.

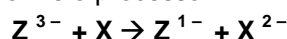
07) Na reação de oxidação-redução  $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{HI}$ , as variações dos números de oxidação do enxofre e do iodo são, respectivamente:

- a)  $+2$  para zero e zero para  $+1$ .
- b) zero para  $+2$  e  $+1$  para zero.
- c) zero para  $-2$  e  $-1$  para zero.
- d) zero para  $-1$  e  $-1$  para zero.
- e)  $-2$  para zero e zero para  $-1$ .

08) Para uma reação de óxido-redução:

- a) o agente redutor sofre redução.
- b) a substância que perde o elétron é o agente redutor.
- c) o número de oxidação do agente oxidante aumenta.
- d) o número de oxidação do agente redutor diminui.
- e) a substância que perde elétron é o agente oxidante.

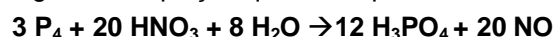
09) O elemento **X** reage com o elemento **Z**, conforme o processo:



Nesse processo:

- a) **Z** ganha elétrons de **X**.
- b) **X** ganha elétrons de **Z**.
- c) **X** e **Z** cedem elétrons.
- d) **X** e **Z** perdem elétrons.
- e) **X** e **Z** cedem e ganham elétrons, respectivamente.

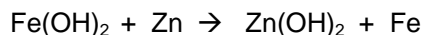
10) Tratando-se o fósforo branco ( $\text{P}_4$ ) com solução aquosa de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) obtêm-se ácido fosfórico e monóxido de nitrogênio, segundo a equação química equilibrada.



Os agentes oxidante e redutor dessa reação são, respectivamente:

- a)  $\text{P}_4$  e  $\text{HNO}_3$ .
- b)  $\text{P}_4$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .
- c)  $\text{HNO}_3$  e  $\text{P}_4$ .
- d)  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{HNO}_3$ .
- e)  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{P}_4$ .

- 11) O ferro galvanizado apresenta-se revestido por uma camada de zinco. Se um objeto desse material for riscado, o ferro ficará exposto às condições do meio ambiente e poderá formar o hidróxido ferroso. Nesse caso, o zinco, por ser mais reativo, regenera o ferro, conforme a reação representada abaixo:



Sobre essa reação pode-se afirmar:

- O ferro sofre oxidação, pois perderá elétrons.
  - O zinco sofre oxidação, pois perderá elétrons.
  - O ferro sofre redução, pois perderá elétrons.
  - O zinco sofre redução, pois ganhará elétrons.
  - O ferro sofre oxidação, pois ganhará elétrons.
- 12) Na reação representada pela equação abaixo, concluímos que todas as afirmações estão corretas, exceto:
- $$2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$$
- O sódio é o agente redutor.
  - O íon hidroxila é reduzido.
  - O sódio é oxidado.
  - A água é o agente oxidante.
  - O hidrogênio é reduzido.
- 13) Em uma reação de oxi-redução, o agente oxidante:
- perde elétrons.
  - sofre oxidação.
  - aumenta sua carga positiva.
  - sofre redução.
  - passa a ter carga nula.
- 14)(CEESU – 2003)O processo em que um átomo cede elétron a outro é denominado transformação de oxidoredução, que pode ser identificada na situação seguinte:
- Envelhecimento do ouro.
  - Formação de ferrugem.
  - Conservação de alimentos.
  - Dissolução de comprimidos efervescentes.
  - Reação de neutralização entre um ácido e uma base de Arrhenius.

## EXPERIÊNCIAS

### 1ª experiência:

#### Reação do FERRO com SULFATO DE COBRE

#### OBJETIVO:

Observar uma reação de oxido-redução.

**MATERIAIS:** Sulfato de cobre II, palha de aço, copo e água.

#### COMO FAZER:

- Dissolva o  $\text{CuSO}_4$  em meio copo de água. Basta uma quantidade do sal correspondente a uma colher de café.
- Coloque na solução um pequeno pedaço de palha de aço.

#### COMENTÁRIOS:

- ❖ Espere alguns minutos e observe a mudança de cor da solução.
- ❖ O sólido avermelhado é cobre metálico.

#### Perguntas:

- Escreva a equação da reação que ocorreu.
- Calcule o número de oxidação dos átomos envolvidos na reação.
- Destaque o elemento que sofreu oxidação e o que sofreu redução.
- Indique o oxidante e o redutor.

**2ª experiência:****Reação do ZINCO com ÁCIDO CLORÍDRICO**

O gás hidrogênio ( $H_2$ ) é usado na propulsão de foguetes e é considerada uma das reações mais importantes alternativas energéticas. A combustão do hidrogênio, além de liberar uma quantidade muito grande de energia, não produz nenhuma substância poluente.

A limitação para seu uso, atualmente, está relacionada ao custo elevado de sua obtenção. Neste experimento, vamos produzir o gás hidrogênio através de óxido-redução e comprovar a sua propriedade de sofrer combustão.

**Material**

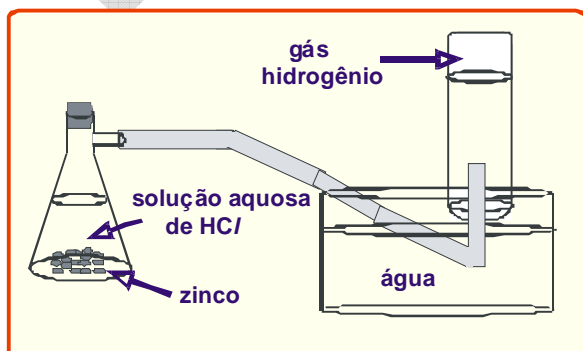
- 2 tubos de ensaio.
- 1 rolha.
- 1 mangueira plástica de 30 cm.
- ácido muriático
- zinco.

**Procedimento**

Faça um furo na rolha com diâmetro igual ao da mangueira e adapte uma à outra.

Em um tubo de ensaio, prepare uma solução com 3 mL de água e 1 mL de ácido muriático e, a seguir, adicione um pedaço de zinco de aproximadamente 2 gramas.

Rapidamente, tampe o tubo com a rolha que está adaptada à mangueira e introduza a outra extremidade desta última no outro tubo, conforme o esquema:



Quando terminar a liberação de gás no tubo I, inverta a posição do tubo II e aproxime, devagar um palito de fósforo aceso da sua boca.

Com base na teoria e em suas observações, resolva as questões seguintes:

- Equacione a reação que ocorreu entre o  $HCl$  e o  $Zn$ .
- Determine o Nox de todos os elementos das substâncias envolvidas.
- Quais os elementos que sofrem oxidação e redução?
- Quais são os agentes oxidante e redutor?
- Escreva a equação iônica que representa a reação.
- Escreva as semi-reações de oxidação e redução.
- Cite três metais que não deslocam o hidrogênio.
- Equacione a equação de combustão do  $H_2$ , indicando o redutor e o oxidante, e informe o sinal da variação de entalpia desta reação.
- Por que devemos manter o tubo II emborcado para recolher o  $H_2$ ?