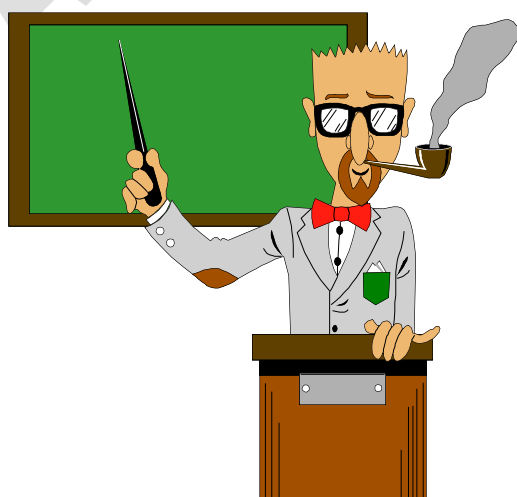


OXIDAÇÃO

E

REDUÇÃO



PROF. AGAMENON ROBERTO

< >

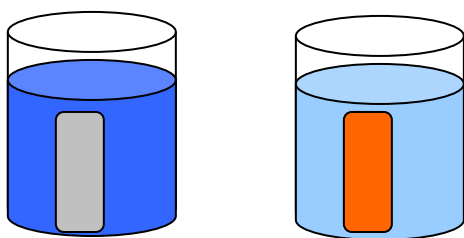
OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

INTRODUÇÃO

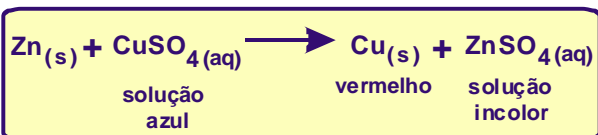
Colocando-se uma lâmina de zinco dentro de uma solução aquosa de sulfato de cobre, que possui coloração azul, após algum tempo poderemos observar que:

A lâmina fica recoberta por uma substância avermelhada.

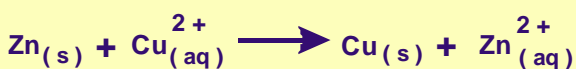
A solução vai clareando até ficar incolor.



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 (Cu²⁺)** 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_{ox})

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 (Na¹⁺).
- O cloro origina o íon cloreto (Cl⁻).

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:

O₂: Nox de cada átomo de oxigênio é zero.

N₂: 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)₂

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

H₂S

- 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:

H₂O₂

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:

CO₂

- 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:

NH₄⁺

- 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) Cl_2O_5 .
- b) HCl .
- c) Cl_2O .
- d) HClO_4 .
- e) 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 SO_2 e 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 .

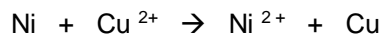
04) Descobertas recentes da medicina indicam a eficiência do óxido nítrico, NO , no tratamento de determinado tipo de pneumonia. Sendo facilmente oxidado a NO_2 , quando preparado em laboratório, o ácido nítrico deve ser recolhido em meio que não contenha oxigênio. Os Nox do nitrogênio no NO e NO_2 são, 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 Cu^{2+} é o oxidante porque ele é oxidado.
- b) O íon 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 Cu^{2+} é o redutor.

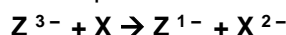
07) Na reação de oxidação-redução $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{HI}$, as variações dos números de oxidação do enxofre e do iodo são, respectivamente:

- 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.

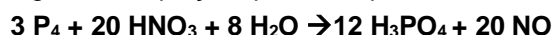
09) O elemento **X** reage com o elemento **Z**, conforme o processo:



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 (P_4) com solução aquosa de ácido nítrico (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) P_4 e HNO_3 .
- b) P_4 e H_2O .
- c) HNO_3 e P_4 .
- d) H_2O e HNO_3 .
- e) H_2O e 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 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

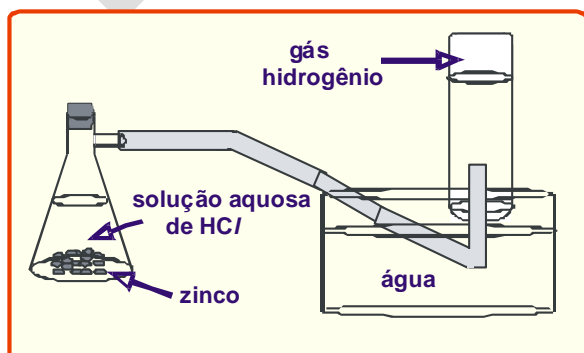
- 2 tubos de ensaio.
- 1 rolha.
- 1 mangueira plástica de 30 cm.
- ácido muriático
- zinco.

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:

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