

## ELETRQUÍMICA

### Potencial de oxidação

- 1) Equação iônica pura
- 2) Reação de Redox em equilíbrio
- 3) Potencial de oxidação
- 4) Melhor oxidante/melhor condutor

PROFESSOR: THÉ

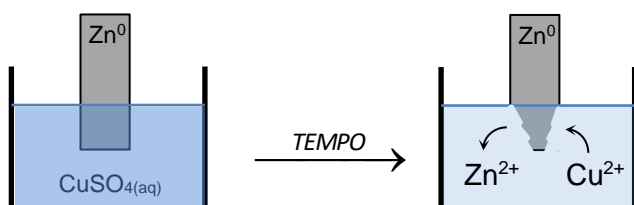
LIÇÃO: 123

### Potencial de Oxidação (E)

#### 1. Equação Iônica Pura

Considere a experiência:

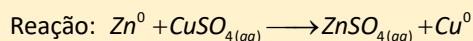
Uma lâmina de zinco mergulhada numa solução de sulfato de cobre II, que é azul.



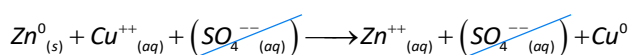
Passado algum tempo...

A cor azul da solução desaparece, e aparecem átomos diferentes na lâmina de zinco.

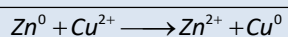
Esses átomos novos são de cobre ( $\text{Cu}^0$ ).



O sulfato de zinco é solúvel e o sulfato de cobre também é, logo estão dissolvidos totalmente.



Observe que a única espécie que não apresenta nenhuma modificação é o sulfato, então ele nem precisa constar na equação

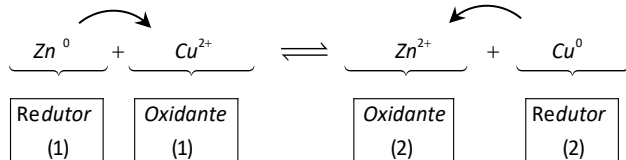


**EQUAÇÃO IÔNICA PURA:** é a equação que só apresenta as espécies que sofrem alguma modificação

Na eletroquímica as equações iônicas puras são muito usadas.

#### 2- Reação de REDOX em equilíbrio

Escrevendo a equação iônica pura, em equilíbrio:



Num sistema fechado, toda reação atinge o equilíbrio.

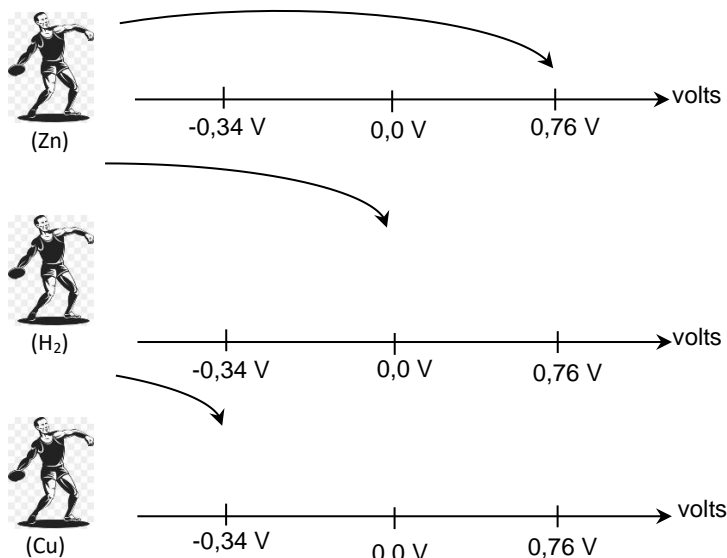
Nas reações de oxi-redução:

O redutor(1) transforma-se no oxidante (2) da reação inversa  
O oxidante (1) transforma-se no redutor (2) da reação inversa

### 3- Potencial de Oxidação

Quem perde elétrons com maior facilidade?

Para saber qual o elemento que perde elétrons mais facilmente "foi feita uma competição de arremesso de elétrons entre os elementos químicos"



Essa alegoria do "arremesso de elétrons" é apenas para dizer que...

- Cada elemento químico perde elétrons com uma certa facilidade ou com certo **potencial de oxidação**
- **Potencial de oxidação:** é a medida da facilidade com que uma espécie química perde elétrons
- Fila de reatividade decrescente ou fila dos potenciais de oxidação decrescente (metais).

Alcalinos, Alcalino – terrosos, Al

Zn...Fe...H...Cu...Ag...Au

Metais Nobres

Fila dos potenciais de oxidação decrescente (alguns ametais)

$\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{F}^-$

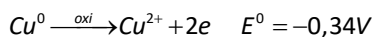
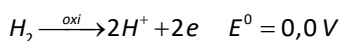
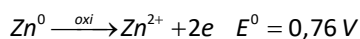
1) Os potenciais de oxidação são simbolizados por  $E$

2) O expoente "zero" ( $E^0$ ) significa **condições-padrão**.

(Essas condições ainda serão apresentadas mais a frente)

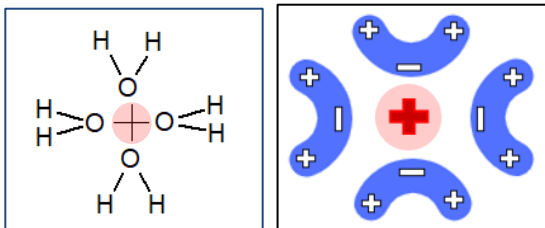
3) Os potenciais são medidos em **volts (V)**

Escrevendo o “arremesso de elétrons” na forma de reação química.

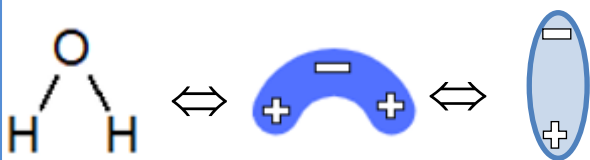


#### Observações

- O “arremesso de elétrons” é uma **oxidação**.
- Após o elemento perder elétrons ele se torna um cátion, por isso, o fenômeno ocorre em solução aquosa. A água envolve o cátion estabilizando-o com seus polos elétricos negativos

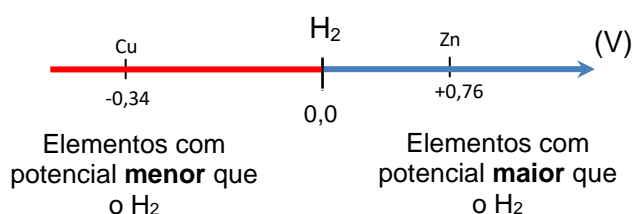


A água é um dipolo.



**Dipolo: um corpo com dois polos**

- Ao hidrogênio,  $\text{H}_2$ , foi atribuído um potencial “zero” que se tornou a **referência**.
- Demais elementos

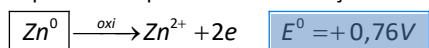


#### 4. Melhor oxidante / melhor redutor

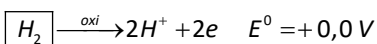
- Quem é o **melhor redutor** entre zinco, hidrogênio e cobre?

Resposta:  $\text{Zn}^0$

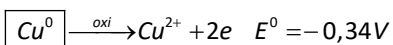
- Comparando os potenciais de oxidação:



(redutor)



(redutor)



(redutor)

*O melhor redutor é a espécie de maior  $E^0_{\text{oxi}}$*

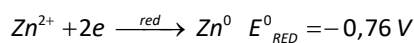
Recordando...

o redutor se oxida!

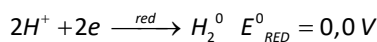
- Quem é melhor oxidante entre  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$  e  $\text{Cu}^{2+}$ ?

Resposta:  $\text{Cu}^{2+}$

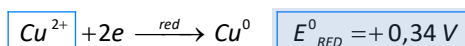
Para compreender melhor, **invertem-se** as semi-reações:



(oxidante)



(oxidante)



(oxidante)

Melhor oxidante é a espécie de maior  $E^0_{\text{red}}$

Recordando...

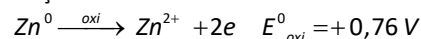
oxidante se reduz!

(oxidante é o assaltante de elétrons)

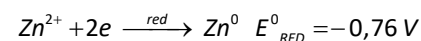
Considerações...

- Ao se inverter uma reação, invertem-se o fenômeno e o sinal do potencial.

Oxidação



(redutor)

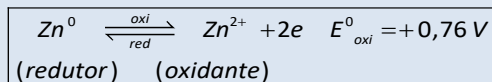


(oxidante)

O potencial agora se chama potencial de redução

Ao perder os elétrons a espécie, na volta, pode então recebê-los.

Examinando o equilíbrio:



- Todas as informações são imediatamente reconhecidas, sem mesmo reescrever a reação:

- Reação para direita**

- Oxidação
- O reagente é um redutor

- Reação para esquerda**

- Redução
- O produto (reagente da volta é o oxidante da reação inversa)

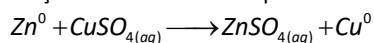
O potencial registrado ( $E^0$ )

É sempre o potencial da reação **para a direita**.

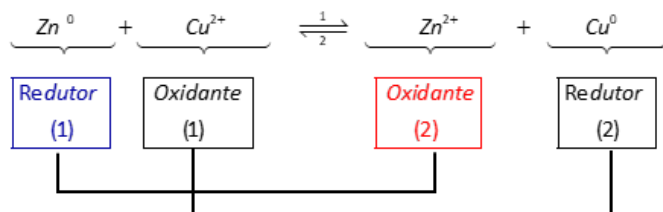
4) A espécie que é **redutora** na ida se transformará em

**oxidante** na volta.

Reação com fórmulas completas

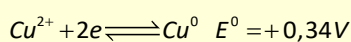
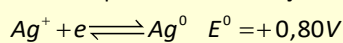


Escrevendo a equação iônica pura, em equilíbrio:



#### EXEMPLO – 1

Dados os potenciais de redução

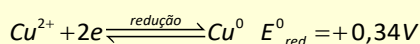
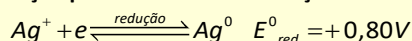


Identifique nas semi-reações:

- Se o potencial dado é o de oxidação ou de redução?
- Se a semirreação dada é a de oxidação ou a de redução?
- Qual o melhor oxidante?
- Qual o pior oxidante?
- Qual o melhor redutor?
- Qual o pior redutor?

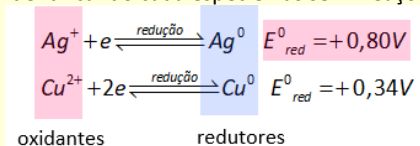
Respostas

- a) Os potenciais dados são de redução ( $E^0_{\text{RED}}$ ) **porque a reação para a direita é de redução.**



- b) As semirreações dadas são de **redução**.

Identificando cada espécie nas semirreações



- c) **Melhor oxidante:**  $\text{Ag}^+$  Por que possui o maior potencial de redução ( $E^0_{\text{RED}} = +0,80\text{V}$ )

- d) **Pior oxidante:**  $\text{Cu}^{++}$

- e) **Melhor redutor:**  $\text{Cu}^0$  (porque se originou do pior oxidante)

- f) **Pior redutor:**  $\text{Ag}^0$  (Por que se originou do melhor oxidante)

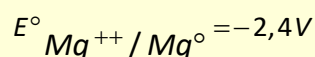
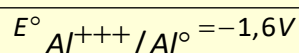
## 5. Conclusões

a) Se a espécie é um ótimo doador de elétrons (bom redutor), na volta ela será um péssimo receptor de elétrons (mau oxidante).

b) Se a espécie é um bom receptor de elétrons (bom oxidante), então na volta ela será um mau doador (mau redutor).

#### EXEMPLO- 2

Dados os potenciais-padrão de redução dos pares eletroquímicos



Quem é o melhor oxidante?

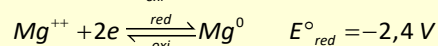
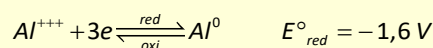
Quem é o melhor redutor?

Quem é o pior oxidante?

Quem é o pior redutor?

**Resolução:**

Transformando a simbologia do par eletroquímico em semi-reações, tomando o cuidado de colocar os potenciais em **ordem decrescente**



oxidantes                      redutores

Se o maior  $E^0_{\text{red}} = (-1,6)$  é do  $\text{Al}^{+++}$ , então conclui-se que o  $\text{Al}^{+++}$  é melhor oxidante. A partir daí todas as outras conclusões são consequências.

**Melhor oxidante:**  $\text{Al}^{+++}$  Por que possui o maior potencial de redução ( $E^0_{\text{RED}} = -1,6\text{V}$ )

**Pior oxidante:**  $\text{Mg}^{++}$

**Melhor redutor:**  $\text{Mg}^0$  (porque se originou do pior oxidante)

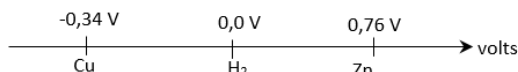
**Pior redutor:**  $\text{Al}^0$  (Por que vem do melhor oxidante)

## RESUMO

### Potencial padrão de oxidação ( $E^\circ_{\text{oxi}}$ )

É uma medida da facilidade que uma certa espécie tem de se oxidar

Analogia – Competição – Arremesso de Elétron



### 2- Potencial padrão de redução

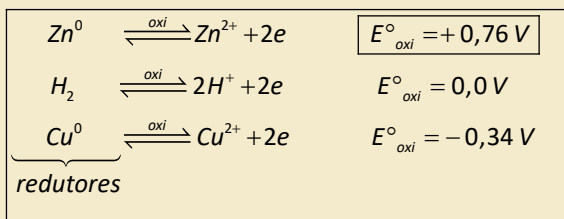
É uma medida da facilidade que uma certa espécie tem de se reduzir

3- A IUPAC adotou o potencial de redução, como potencial oficial, denominando-o de potencial padrão de eletrodo ( $E^\circ$ )

4. Melhor oxidante e melhor redutor:

melhor oxidante  $\longrightarrow$  maior  $E^\circ_{\text{red}}$   
melhor redutor  $\longrightarrow$  maior  $E^\circ_{\text{oxi}}$

### Potencial padrão de oxidação ( $E^\circ$ )

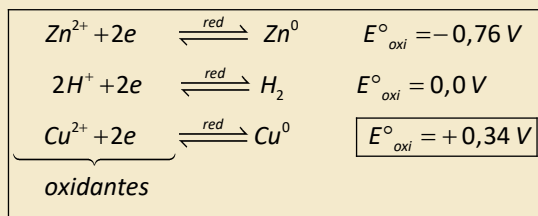


Qual o melhor redutor, entre os apresentados acima?

R:  $\text{Zn}^0$ , pois apresenta o maior potencial de oxidação.

Reescrevendo as semi-reações agora invertidas. Desse modo, os potenciais são de redução.

### Potencial padrão de redução ( $E^\circ$ )



Qual o melhor oxidante, entre os apresentados acima?

R:  $\text{Cu}^{2+}$  pois apresenta o maior potencial de redução.

5- Par eletroquímico: é o par de espécies químicas de uma semi-reação

$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$  (par eletroquímico)



$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}^0$  (semi-reação)

6- No par eletroquímico um **oxidante** se transforma em **redutor** e vice-versa.

| $\text{Zn}^{2+} \quad / \quad \text{Zn}^0$ |   |         |
|--|---|---------|
|  | ↓ | ↓       |
| Oxidante                                   |   | Redutor |
| bom  | x | mau     |
| mau  | x | bom     |

É óbvio que se uma espécie possui uma grande tendência de ganhar elétrons (**bom oxidante**), então o seu correspondente redutor não deve ter uma grande tendência a doar elétrons, isto é, deve ser um **mau redutor**