



Resumo e Listas Exercicios

OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

As reações de oxidação e redução envolvem a perda e ganho de elétrons. Algumas dessas reações são muito importantes para o nosso cotidiano, para a manutenção da vida, fotossíntese e metabolismo da glicose no corpo.

OXIDAÇÃO: É a perda de elétrons por parte de um átomo ou radical.

Ocorre o aumento do nox → perda de elétrons .

REDUÇÃO: É a aquisição de elétrons por parte de um átomo ou radical.

Ocorre o diminuição do nox → ganho de elétrons

Logo, **Agente Oxidante** é o elemento ou substância que provoca oxidação, ele próprio se reduz.

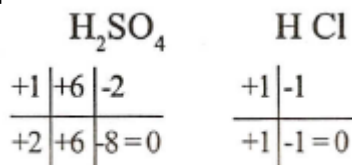
Agente Redutor é o elemento ou substância que provoca redução, ele próprio se oxida.

RESUMO:

OXIDAÇÃO: Ocorre o aumento do nox → perda de elétrons → agente redutor

REDUÇÃO: Ocorre o diminuição do nox → ganho de elétrons → agente oxidante

Número de Oxidação(NOX) : É a carga que o átomo adquire quando participa de uma ligação química.



REGRAS PARA DETERMINAÇÃO DO NOX:

- Substância simples tem nox sempre igual a **ZERO**. EX.: $\text{Cl}_2, \text{H}_2, \text{O}_2$
- Nos íons simples (constituídos por um só elemento), o nox do elemento coincide com a carga do íon.

EX.: $\text{K}^+, \text{Ba}^{+2}, \text{N}^{3-}$.

- Em um íon a **soma dos nox** é igual à **carga do íon**.
- O **nox** de cada átomo **deve ser determinado isoladamente**.

- A soma dos nox de todos os átomos constituintes de um composto tem que ser igual a zero.

ELEMENTOS QUE NESSAS CONDIÇÕES APRESENTAM NOX FIXO:

ELEMENTOS	CONDIÇÕES	NOX	EXEMPLOS
1) Alcalinos e Ag	Em qualquer substância composta	+1	NaCl K ₂ SO ₄ AgCl
2) Alcalinos-terrosos e Zn	Em qualquer substância composta	+2	BaCl ₂ CaO ZnSO ₄ ZnO
3)alumínio	Em qualquer substância composta	+3	Al ₂ (SO ₄) ₃
4) hidrogênio	Em qualquer substância composta	+1	H ₂ O
5) hidrogênio	Em hidretos metálicos	-1	NaH, CaH ₂
6) oxigênio	Em qualquer substância composta	-2	H ₂ O
7) oxigênio	Nos peróxidos	-1	H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂
8) calcogênios	Quando estiver à direita do composto	-2	CO, H ₂ S
9)halogênios	Quando estiver à direita do composto ou quando formar compostos binários	-1	HF, HCl

- Nos compostos moleculares o nox negativo é atribuído ao átomo mais eletronegativo.

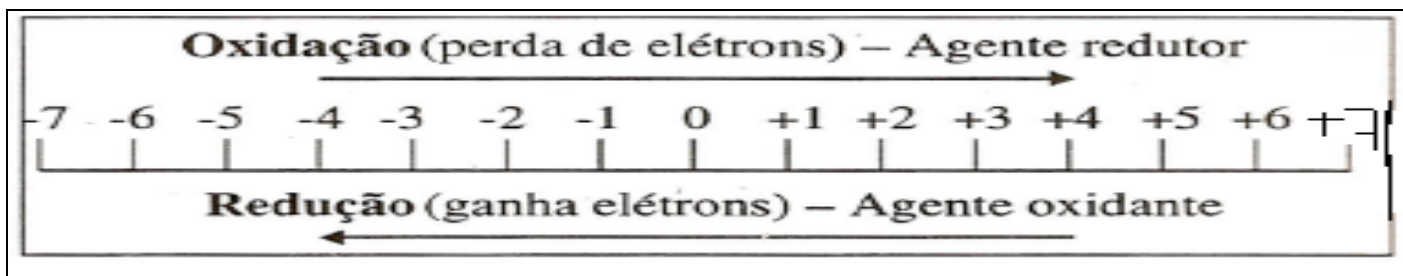
Número de oxidação ou nox é a carga elétrica real ou aparente que um átomo adquire quando faz ligações químicas.

Para determinação do nox em moléculas em grupamento iônico pode-se fazer o uso da tabela a seguir:

NOX DOS ÂNIONS		-1	F Cl Br I	Sempre que forem os mais eletronegativos
		-2	O S Se Te	
		-3	N P	
NOX DOS CÁTIONS	Fixos	+1	Li Na K Rb Cs Fr Ag	
		+2	Be Mg Ca Sr Ba Ra Zn Cd	
		+3	Al Bi	
		+4	Si	
	Variáveis	+1 +2	Cu Hg	
		+1 +3	Au	
		+2 +3	Fe Co Ni Cr	
	+2 +4	Sn Pb Mn Pt		
	+3 +5	As Sb		

ELEMENTOS QUE POSSUI NOX VARIÁVEL

- | | |
|--|-----------------|
| 1) Cu = +1 e +2 | 7) Ni = +2 e +3 |
| 2) Fe = +2 e +3 | 8) Pt = +2 e +4 |
| 3) Au = +1 e +3 | 9) Co = +2 e +3 |
| 4) Pb = +2 e +4 | |
| 5) Sn = +2 e +4 | |
| 6) C = -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4 | |



BALANCEAMENTO DE UMA REAÇÃO DE OXIDO-REDUÇÃO.

1-Calcula-se o nox de cada átomo.

2- Identificar os elementos que sofreram mudança de nox determinado a sua variação total(Δ) do NOX do oxidante e do redutor.

Δ = variação do nox do elemento **X** maior número de elementos do composto.

3-Colocar o Δ do oxidante como coeficiente do redutor e vice-versa.

Os valores de Δ devem ser invertidos no membro em que estiver o maior nº de átomos que sofrem oxirredução, se não puder ser observado o maior nº de espécie químicas.

4-Acertar os demais coeficientes pelo método de tentativas. E por último acertar os coeficiente dos **hidrogênio e do oxigênio.**

EXEMPLOS:

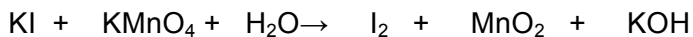
Quando uma solução aquosa de permanganato de potássio, KMnO_4 de cor violeta, e gotejada sobre uma solução de ácido clorídrico, HCl , ela sofre uma descoloração, ou seja, torna-se incolor.

Essa reação pode ser representada por:

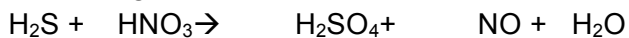


Inicialmente, determinamos a variação do nox, Δ NOX, de cada elemento:

EXEMPLO 3:



EXEMPLO 4:



EXEMPLO 5:



6) (UFRS) No composto Mn_2O_3 , o manganês apresenta o mesmo nox igual ao fósforo(P) no composto:

- a) PH_3 b) H_3PO c) H_3PO_4 d) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ e) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

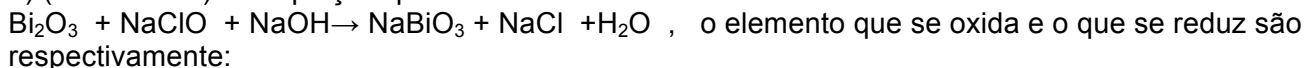
7) Na equação não balanceada de oxido-redução abaixo:



A soma dos coeficientes das substância que se **oxidam**:

- a) 3 b) 2 c) 17 d) 14 e) n.d.a

8) (Unicruz-RS) Na equação química não balanceada:

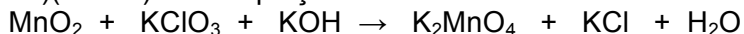


- a) bismuto e oxigênio b) oxigênio e bismuto c) bismuto e cloro d) Cl e O e) Cl e Bi

9) Pode-se afirmar que o nox do átomo de:

- () enxofre no íon $\text{S}_2\text{O}_4^{2-}$ é igual a +6
() iodo na molécula de I_2 é igual a -1
() arsênio no composto H_3AsO_3 é igual a +5
() ferro no composto Fe_2O_3 é igual a +2
() fósforo no composto $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ é igual a +5
() nitrogênio no composto $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ é igual a -1
() manganês no composto KMnO_4 é igual a +3

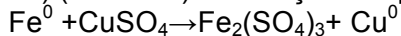
10)(UESC) Para equação não balanceada:



Assinale a alternativa incorreta.

- a) a soma de todos os coeficientes estequiométricos, na proporção mínima de números inteiros, é 17.
b) O agente oxidante é o KClO_3 .
c) O agente redutor é o MnO_2 .
d) O número de oxidação do manganês é duas vezes o número de oxidação do hidrogênio
e) Cada átomo de cloro ganha seis elétrons.

11) (PUC-RS)Em relação à equação de oxido-redução não- balanceada



pode-se afirmar que o:

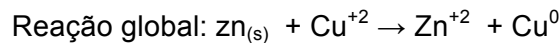
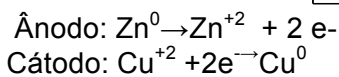
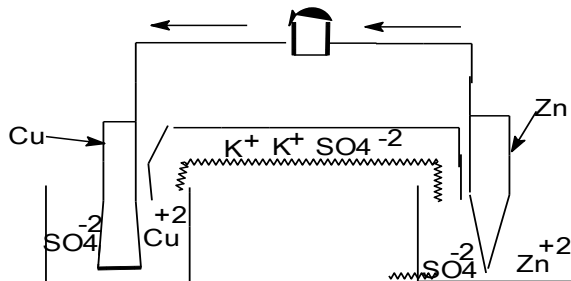
- a) número de oxidação do cobre no sulfato cúprico é +1.
b) átomo de ferro perde 2 elétrons.
c) Cobre sofre oxidação.
d) Ferro é o agente oxidante
e) Ferro sofre oxidação

ELETROQUÍMICA

Pilha e baterias são qualquer dispositivo no qual uma reação de oxirredução espontânea produz corrente elétrica.

A primeira pilha elétrica foi criada em 1800 pelo cientista italiano Alessandro Volta, em 1836 Daniell aperfeiçoa em dois eletrodos metálicos unidas por uma ponte salina.

- A pilha apresenta o seguinte aspecto:
 - **Cátodo** é o eletrodo no qual há redução (**ganho de elétrons**). É o **pólo positivo** da pilha.
 - **Ânodo** é o eletrodo no qual há oxidação (**perda de elétrons**). É o **pólo negativo** da pilha.
- Os elétrons saem do ânodo (pólo negativo) e entram no cátodo (pólo positivo) da pilha.

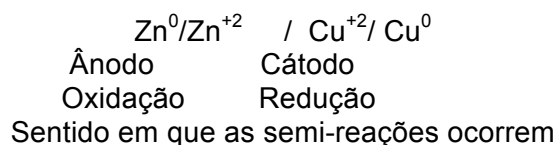


- A placa de zinco fica corroída;
- A concentração de zn^{+2} aumenta;
- A massa da placa de cobre aumenta;
- A concentração de cu^{+2} diminui.
-

<p>Ânodo Ocorre Oxidação $A \rightarrow A^{x+} + x e^-$ ocorre a corrosão pólo negativo: eletrodo que emite elétrons .</p>	<p>Cátodo Ocorre Redução $B^{x+} + x e^- \rightarrow B$ Ocorre a deposição Cátodo: eletrodo que recebe elétrons do circuito</p>
--	---

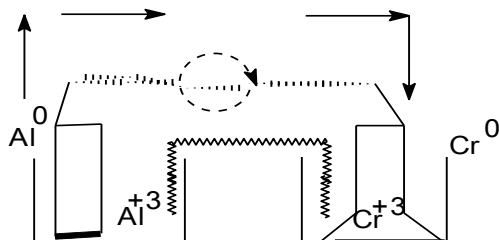
Sentido em que as semi-reações ocorrem

Representação convencionada pela IUPAC $Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu$



EXEMPLOS

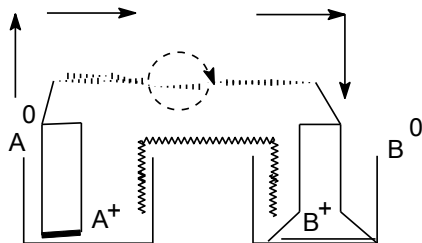
1-Observando o esquema de uma pilha com eletrodos de alumínio e cromo. Sabendo que os elétrons fluem do eletrodo de alumínio para o cromo:



a) Que eletrodo constitui o ânodo?

- b) Qual a equação da reação global da pilha?
- c) Qual a solução tem uma concentração aumentada?
- d) Dê a representação estabelecida pela IUPAC?

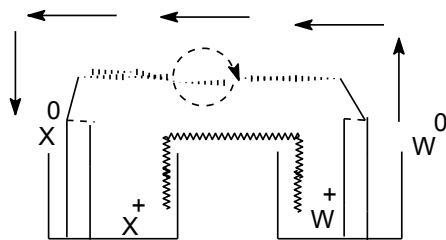
2-Observando o esquema de uma pilha com eletrodos de A e B. Sabendo que os elétrons fluem do eletrodo de A para o B:



- a) Que eletrodo constitui o ânodo?
- b) Qual a equação da reação global da pilha?
- c) Qual a solução tem uma concentração aumentada?
- d) Dê a representação estabelecida pela IUPAC?

3-Observando o esquema de uma pilha com eletrodos de X e W. Sabendo que os elétrons fluem do eletrodo de X para o W:

- a) Que eletrodo constitui o ânodo?
- b) Qual a equação da reação global da pilha?
- c) Qual a solução tem uma concentração aumentada?
- d) Dê a representação estabelecida pela IUPAC?



POTENCIAL DAS PILHAS

POTENCIAL DE OXIDAÇÃO E REDUÇÃO:

Eletrodo padrão é aquele no qual as concentrações das substâncias em solução são igual a 1 mol/L e a temperatura é de 25°C.

No caso de um gás participar do eletrodo, sua pressão deve ser igual a 1 atm.

Por convenção, o potencial padrão de eletrodo do hidrogênio é igual a zero e o seu potencial padrão de redução é igual a zero:

REAÇÃO DE ÓXIDO –REDUÇÃO ESPONTÂNEA:

$$E^0_{\text{especie que recebe elétrons}} - E^0_{\text{especie que perde elétrons}} > 0$$

REAÇÃO DE ÓXIDO –REDUÇÃO NÃO-ESPONTÂNEA:

$$E^0_{\text{ESPECIE QUE RECEBE ELÉTRONS}} - E^0_{\text{ESPECIE QUE PERDE ELÉTRONS}} < 0$$

A IUPAC eliminou o termo potencial de oxidação. Sempre deve ser usada a expressão potencial de redução.

A medida do potencial padrão de redução de um dado eletrodo padrão é feita medindo-se a ddp de uma pilha padrão na qual uma das semi-pilhas é um eletrodo padrão de hidrogênio e a outra é o eletrodo padrão cujo E^0_{red} se quer medir.

➤ Quanto maior for o E^0_{red} , mais fácil será a redução e mais forte será o oxidante.

$$\Delta E^0 = E_{\text{oxidação}} + E_{\text{redução}} \quad \text{ou} \quad \Delta E^0 = E_{\text{red (maior)}} - E_{\text{red (menor)}}$$

$$\Delta E^0 = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

EXEMPLO 1:

Observe a tabela:

Semi-reação	E^0_{red}
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Al}^0$	-1,66v
$\text{Co}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Co}^0$	-0,28v

- a) Qual dele se reduz mais facilmente?
b) Qual deles se oxida mais facilmente?

- c) Qual o melhor agente redutor?
d) Qual o melhor agente oxidante?

EXEMPLO 2:

Um eletrodo genérico A^0/A^{2+} apresenta $E^0_{\text{oxi}} = +0,20\text{V}$. Qual o valor do E^0_{red} desse eletrodo?

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{oxi}} + E^0_{\text{red}}$$

EXEMPLO 3:

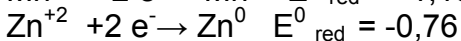
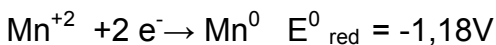
Vamos considerar uma pilha formada por eletrodos de alumínio e cobre, cujos E^0_{red} são:

$$E^0_{\text{Al}^{+3}, \text{Al(s)}} = -1,68\text{V} \quad E^0_{\text{Cu}^{+2}, \text{Cu(s)}} = +0,34\text{V}$$

EXEMPLO 4:

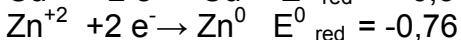
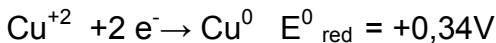
$$E^0_{\text{red Fe}^{+3}, \text{Fe(s)}} = +0,77\text{V} \quad E^0_{\text{red Pb}^{+2}, \text{Pb(s)}} = -0,13 \text{ V}$$

Ex5: Na tabela de potenciais, observamos que:



Represente a reação global, bem como a representa da pilha e o valor do seu potencial(ddp):

EX.:6 Na tabela de potenciais, observamos que:

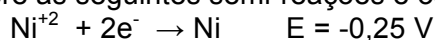


Represente a reação global, bem como a representa da pilha e o valor do seu potencial:

EX7.: Na pilha eletroquímica $\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}/\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$, ocorre reações de óxido-redução. Nesse sistema pode-se afirmar que:

- a) no pólo (-) a oxidação de Cu^0 a Cu^{+2}
b) no pólo(+) a oxidação de Cu^0 a Cu^{+2}
c) no pólo(-) a oxidação de Zn^0 a Zn^{+2}
d) no pólo(+) a oxidação de Zn^0 a Zn^{+2}

EX8.: Considere as seguintes semi-reações e os seus respectivos potenciais normais de redução:



16- Em uma lista de potenciais, o melhor agente oxidante é a espécie que possui maior tendência a sofrer redução. Nas semi-reações dadas, ao agente redutor é:

- a) Cu^{+2} b) Ag^{+} c) Cu^0 d) Ag^0 e) Cu^{+2} ou Ag^{+}

17- Nessa lista, o melhor agente oxidante é:

- a) Cu^{+2} b) Ag^{+} c) Cu^0 d) Ag^0 e) Cu^{+2} ou Ag^{+}

