

ELETROQUÍMICA

REGRAS PARA A DETERMINAÇÃO DO NOX

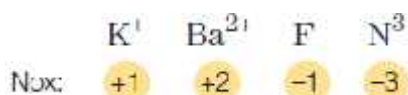
Veremos, a seguir, um conjunto de regras que permite a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

1. O Nox de cada átomo em uma substância simples é sempre zero.

Neste caso, como os átomos apresentam a mesma eletronegatividade, numa eventual quebra da ligação, nenhum perde ou ganha elétrons.

Exemplos: O_2 , O_3 , P_4 , S_8 , C_{graf} , C_{diam}

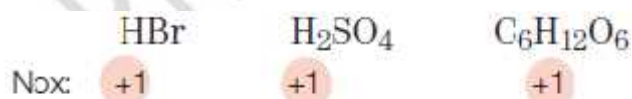
2. O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.



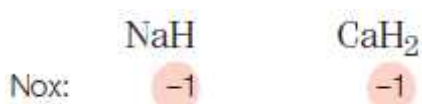
3. Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

	Nox	Exemplos
Metais alcalinos (Li, Na, K, Hb, Cs, Fr)	+1	$NaCl$ K_2SO_4 $+1$ $+1$
Metais alcalino-terrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO $MgCl_2$ $+2$ $+2$
Zinco (Zn)	+2	$ZnSO_4$ ZnO $+2$ $+2$
Prata (Ag)	+1	$AgCl$ Ag_2SO_4 $+1$ $+1$
Alumínio (Al)	+3	$Al_2(SO_4)_3$ Al_2O_3 $+3$ $+3$

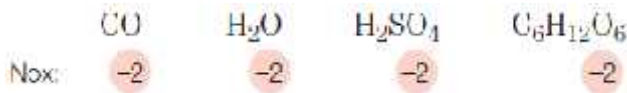
4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente +1.



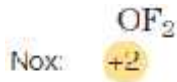
Quando o hidrogênio estiver ligado a metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é -1.



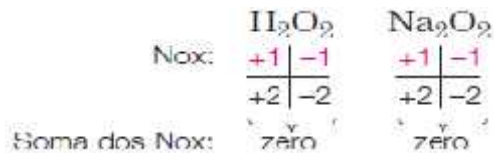
5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é -2.



No composto fluoreto de oxigênio (OF_2), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é +2:



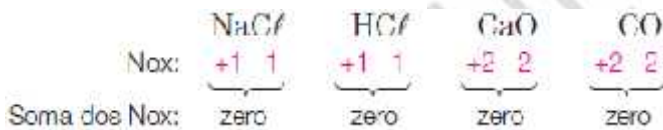
Nos peróxidos (O_2)²⁻, o Nox do oxigênio é -1.



6. Os halogênios apresentam Nox = quando formam compostos binários (2 elementos), nos quais são mais eletronegativos.



7. A soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre zero.



Conhecendo essas regras, podemos calcular o Nox de muitos outros elementos.

Vejamos dois exemplos:

- Determinação do Nox do fósforo (P) no H_3PO_4 :

	Elemento	Atomicidade	·	Nox do átomo
H_3PO_4	H	3	·	$+1 = +3$
$\text{H}_3\text{P O}_4$	P	1	·	$x = x$
$\begin{array}{c c} +1 & x \\ \hline +3 & x \end{array}$ $\begin{array}{c c} -2 & -8 \end{array}$	O	4	·	$-2 = -8$

$$(+3) + (x) + (-8) = 0$$

$$x = +5$$

O Nox do fósforo (P) é +5.

8. Num íon composto, o somatório dos Nox é igual à carga do íon.

- Determinação do Nox do cromo (Cr) no (Cr_2O_7)²⁻:

Elemento	Atomicidade	Nox do átomo
Cr	2	$x = 2x$
O	7	$-2 = -14$

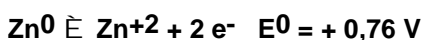
$$\begin{array}{r}
 x \quad -2 \\
 2x \quad -14 \\
 \hline
 (2x) + (-14) = (-2) \\
 x = +6
 \end{array}$$

O Nox do cromo (Cr) é +6.

ELETROQUÍMICA

TÓPICOS IMPORTANTES:

Oxidação: aumento de nox → perda de elétrons → quem oxida provoca redução → agente redutor

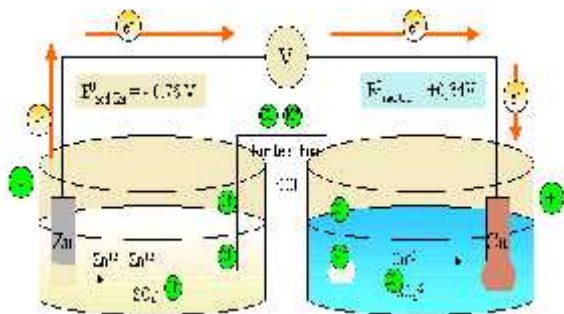


Redução: diminuição de nox → ganho de elétrons → quem reduz provoca oxidação → agente oxidante

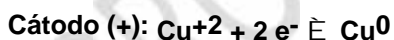


01. PILHAS

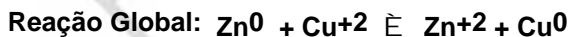
processo espontâneo onde uma reação química gera corrente elétrica.



(pólo negativo): sempre ocorre oxidação.



(pólo positivo): sempre ocorre redução.



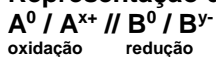
Ponte salina: mantém as duas semicelas eletricamente neutras através da migração de íons (corrente iônica).

Calculo ddp da pilha:

$$U E^0 = E^0_{\text{red (maior)}} - E^0_{\text{red (menor)}}$$

$$U E^0 = +0,34 - (-0,76) = +1,10 \text{ V}$$

Representação de uma pilha:



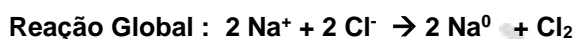
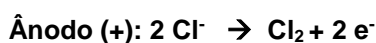
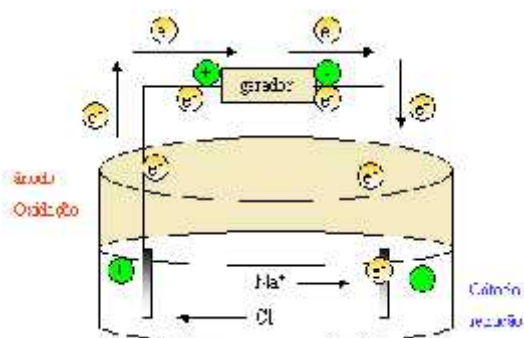
02. ELETRÓLISE

processo não espontâneo em que uma reação química ocorre devido à passagem de corrente elétrica.

OBS: No ânodo acontece a oxidação e no cátodo acontece a redução.

ELETRÓLISE ÍGNEA: na eletrólise ígnea, a substância pura está liquefeita (fundida) e não existe **água** no sistema.

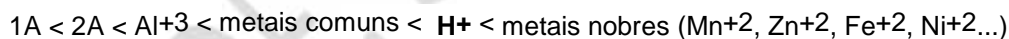
Ex: eletrólise ígnea do cloreto de sódio



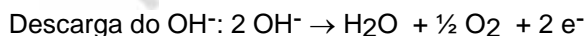
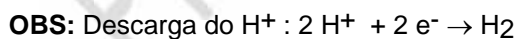
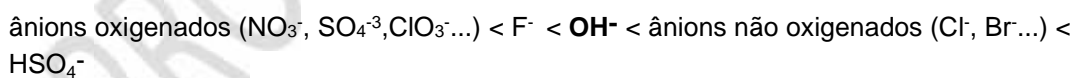
ELETRÓLISE AQUOSA: nesse tipo de eletrólise devemos considerar não só os íons provenientes do soluto, mas também os da água, provenientes de sua ionização.

Dados experimentais mostram que somente um cátion e um ânion sofrem descarga nos eletrodos, e que seguem a seguinte ordem de prioridade:

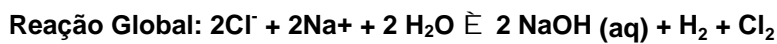
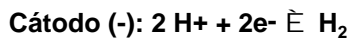
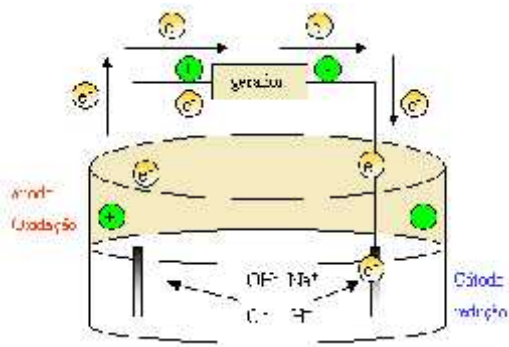
Facilidade de descarga de cátions (ordem crescente) :



Facilidade de descarga de ânions (ordem crescente) :



Ex: eletrólise aquosa do cloreto de sódio



03 . CORROSÃO E PROTEÇÃO DE METAIS.

Para proteger um metal da corrosão devemos utilizar outro metal que apresente uma tendência maior de perder elétrons (maior potencial de oxidação), este se oxida e evita a corrosão, será chamado de metal de sacrifício.

Ex.: Magnésio protege o Ferro.

($E^{\circ}_{\text{oxi Mg}} = +2,36$, $E^{\circ}_{\text{oxi Fe}} = +0,44$. Os valores para potencial de redução terão o sinal invertido.)

04. ASPECTOS QUANTITATIVOS

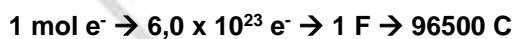
Sendo um processo eletrolítico qualquer representado por:



$$1 \text{ mol e}^- \text{ ----- } 1 \text{ mol de X}$$

$$1 \text{ F} \text{ ----- } \text{MM}_x \text{ g}$$

A carga transportada por 1 mol de elétrons ($6,0 \times 10^{23}$ elétrons) é igual a 1 Faraday (96.500 coulombs), que provocara um deposito de massa, da substância submetida a eletrólise, correspondente a estequiometria da reação.



$$Q = i \cdot T \quad \text{Onde:}$$

Q é a carga em coulombs;

i é a intensidade da corrente em ampere;

t é o tempo em segundos