



Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy Ribeiro



**CURSO: LICENCIATURA EM QUÍMICA – GABARITO EXERCÍCIO PROGRAMÁTICO 7**

**POLOS: Nova Friburgo, Paracambi, São Fidelis e São Francisco**

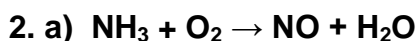
**DISCIPLINA: QUÍMICA GERAL III**

**PERÍODO: 2017-1**

**Exercício 1:**

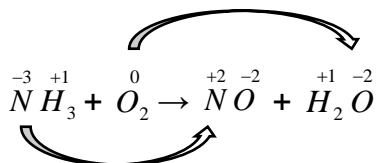
- (a) O número de oxidação do oxigênio é geralmente -2, tanto em compostos iônicos quanto em moleculares. Como a carga líquida do íon é -4:  $2x + 7(-2) = -4$ , logo  $x = +5$ .
- (b) O composto é binário e, sendo o oxigênio um calcogênio, seu número de oxidação é geralmente será -2. Como a espécie é neutra:  $3x + 2(-2) = 0$  ∴  
$$x = +\frac{4}{3}$$
- (c) O número de oxidação do oxigênio é geralmente -2, tanto em compostos iônicos quanto em moleculares. Como a carga líquida do íon é -1:  $x + 4(-2) = -1$ , logo  $x = +7$ .
- (d) O número de oxidação do oxigênio é geralmente -2, tanto em compostos iônicos quanto em moleculares. Como a carga líquida do íon é -2:  $x + 4(-2) = -2$ , logo  $x = +6$ .
- (e) O número de oxidação do oxigênio é geralmente -2, tanto em compostos iônicos quanto em moleculares. Como a carga líquida do íon é +1:  $x + 2(-2) = +1$ , logo  $x = +5$ .
- (f) O número de oxidação do oxigênio é geralmente -2, tanto em compostos iônicos quanto em moleculares. Como a carga líquida do íon é +2:  $x + 2(-2) = +2$ , logo  $x = +6$ .
- (g) O número de oxidação do oxigênio é geralmente -2, tanto em compostos iônicos quanto em moleculares. Como a carga líquida do íon é -1:  $x + 3(-2) = -1$ , logo  $x = +5$ .

## Exercício 2:



1º passo: Determinar os números de oxidação:

$$2(0 \rightarrow -2 = -2) \therefore -4$$



$$(-3 \rightarrow +2 = +5)$$

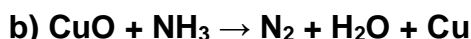
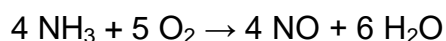
2º passo: Determinação da variação da oxidação e da redução:

Identificando a substância que reduz ( $\text{O} = -4$ ) e a que oxida ( $\text{N} = +5$ ), pegamos estes valores obtidos, e trocamos entre as espécies citadas.

Nesse momento já é possível conhecer dois coeficientes da equação.

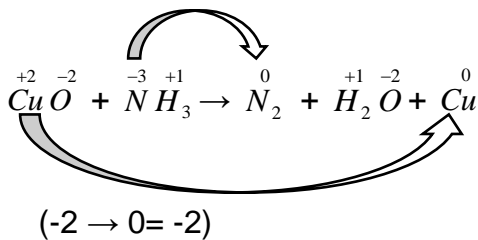
**Observação:** normalmente, na maioria das reações, essa inversão de valores é efetuada no 1º membro. Mas, como regra geral, isso deve ser feito primeiramente no membro que tiver maior número de átomos que sofrem oxirredução (entre o  $\text{O}_2$  e o  $\text{O}$ ,  $\text{O}_2$  tem maior atômica, logo, será nele que colocaremos o coeficiente e entre o  $\text{NH}_3$  e  $\text{NO}_3$ , esta regra não se aplica para o nitrogênio). Se esse critério não puder ser observado, invertemos os valores no membro que tiver maior número de espécies químicas (no caso do  $\text{N}$ , também não interfere, pois em ambos os membros, reagente e produto, tem duas moléculas em cada). Por fim, se nenhuma das duas observações não puderem ser observadas, padroniza-se colocar no primeiro membro da reação, que é o reagente.

3º passo: Balanceamento por tentativa:



1º passo: Determinar os números de oxidação:

$$2(-3 \rightarrow 0 = -3) \therefore -6$$



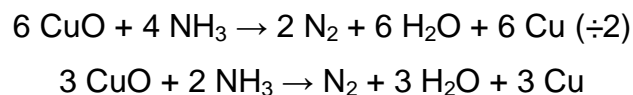
**2º passo: Determinação da variação da oxidação e da redução:**

Identificando a substância que reduz (Cu=-2) e a que oxida (N=-6), pegamos estes valores obtidos, e invertemos entre as espécies citadas.

Nesse momento já é possível conhecer dois coeficientes da equação.

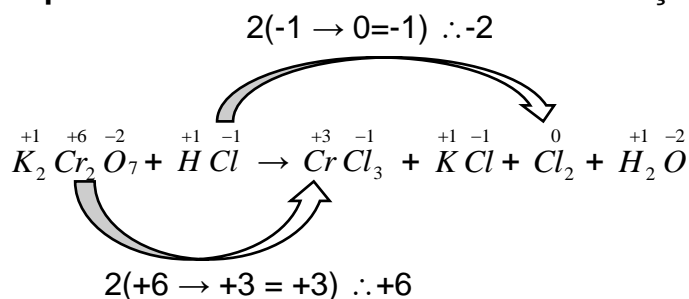
**Observação:** normalmente, na maioria das reações, essa inversão de valores é efetuada no 1º membro. Mas, como regra geral, isso deve ser feito primeiramente no membro que tiver maior número de átomos que sofrem oxirredução (entre  $\text{NH}_3$  e o  $\text{N}_2$ , o  $\text{N}_2$  tem maior atomicidade, logo, será nele que colocaremos o coeficiente e entre o  $\text{Cu}^{2+}$  e o  $\text{Cu}^0$ , esta regra não se aplica). Se esse critério não puder ser observado, invertemos os valores no membro que tiver maior número de espécies químicas (no caso do Cu, aonde tem maior atomicidade será no produto, portanto, será neste membro que colocaremos o coeficiente acima identificado).

**3º passo: Balanceamento por tentativa:**



**c)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$**

**1º passo: Determinar os números de oxidação:**



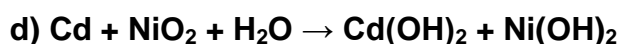
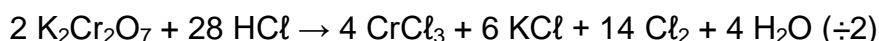
**2º passo: Determinação da variação da oxidação e da redução:**

Identificando a substância que reduz (Cr=+6) e a que oxida (Cl=-2), pegamos estes valores obtidos, e invertemos entre as espécies citadas.

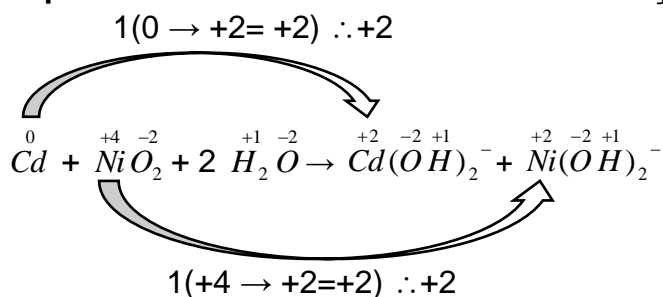
Nesse momento já é possível conhecer dois coeficientes da equação.

**Observação:** normalmente, na maioria das reações, essa inversão de valores é efetuada no 1º membro. Mas, como regra geral, isso deve ser feito primeiramente no membro que tiver maior número de átomos que sofrem oxirredução (entre  $K_2Cr_2O_7$  e  $CrCl_3$ , o  $Cr_2$  do  $K_2Cr_2O_7$  tem maior atomicidade, logo, será nele que colocaremos o coeficiente e entre o  $HCl$  e o  $Cl_2$ , o  $Cl_2$  tem maior atomicidade, logo, será nele que também colocaremos o coeficiente.

**3º passo: Balanceamento por tentativa:**



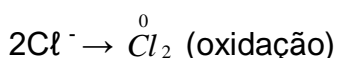
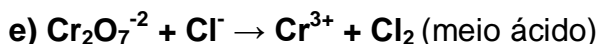
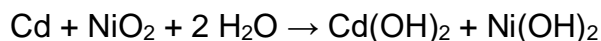
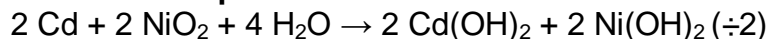
**1º passo: Determinar os números de oxidação:**



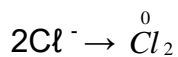
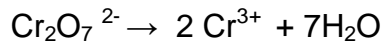
**2º passo: Determinação da variação da oxidação e da redução:**

Idem as questões anteriores

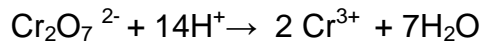
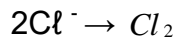
**3º passo: Balanceamento por tentativa:**



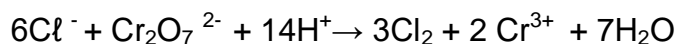
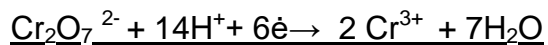
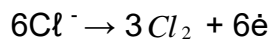
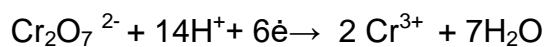
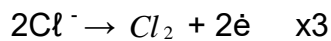
Balanceando o oxigênio com adição de água



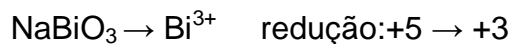
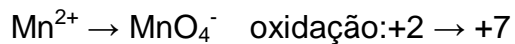
Balaceando o hidrogênio com adição de  $\text{H}^+$



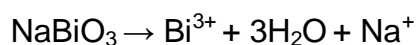
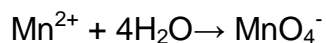
Balaceamento das cargas



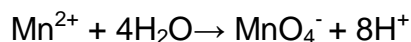
**f)  $\text{Mn}^{2+} + \text{NaBiO}_3 \rightarrow \text{Bi}^{3+} + \text{MnO}_4^-$  (meio ácido)**



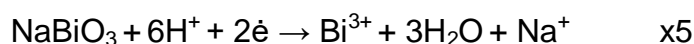
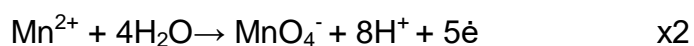
Balaceamento de massa. Precisamos adicionar oxigênio para balancear a massa

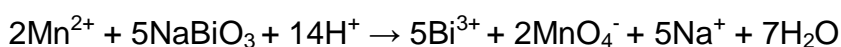
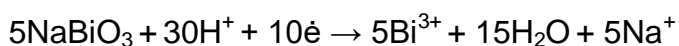


A introdução de  $\text{H}_2\text{O}$  torna necessária a presença de uma espécie contendo hidrogênio

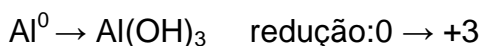
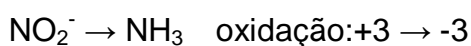


Balaceando as cargas

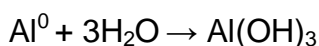




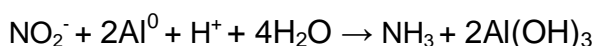
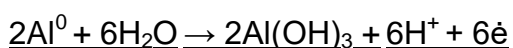
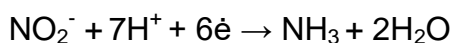
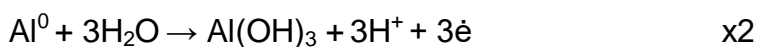
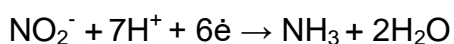
**g)  $\text{NO}_2^- + \text{Al}^0 \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$  (meio básico)**



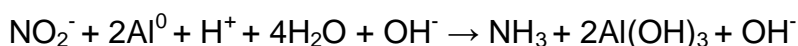
Balanceamento de massa. Precisamos adicionar oxigênio para balancear a massa



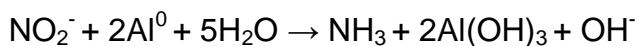
A introdução de  $\text{H}_2\text{O}$  torna necessária a presença de uma espécie contendo hidrogênio



Como o balanceamento em meio básico, adicionamos hidroxila dos dois lados, para consumir totalmente o  $\text{H}^+$ .



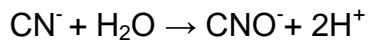
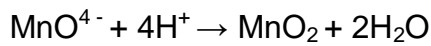
Os íons de  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  reagem formando água



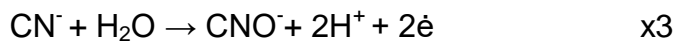
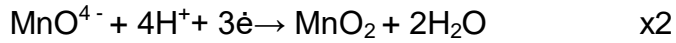
**h)  $\text{CN}^- (\text{aq}) + \text{MnO}_4^- (\text{aq}) \rightarrow \text{CNO}^- (\text{aq}) + \text{MnO}_2 (\text{s})$  (meio básico)**



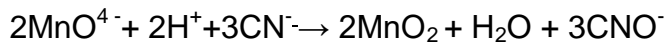
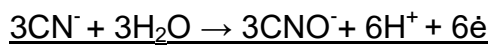
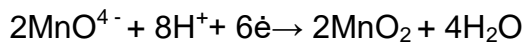
Balancar o Oxigênio e o Hidrogênio



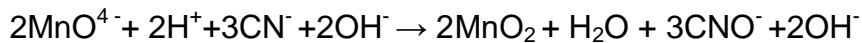
Balancar as cargas



Acertar o número de elétrons



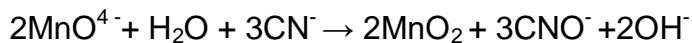
Mudar para meio alcalino adicionando  $2\text{OH}^-$



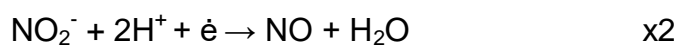
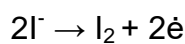
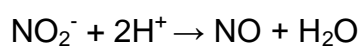
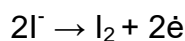
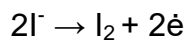
Neutralizar

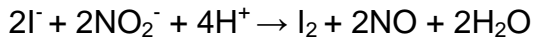
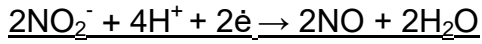
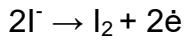


Cancelar as águas



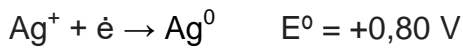
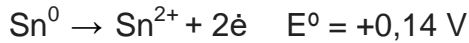
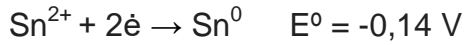
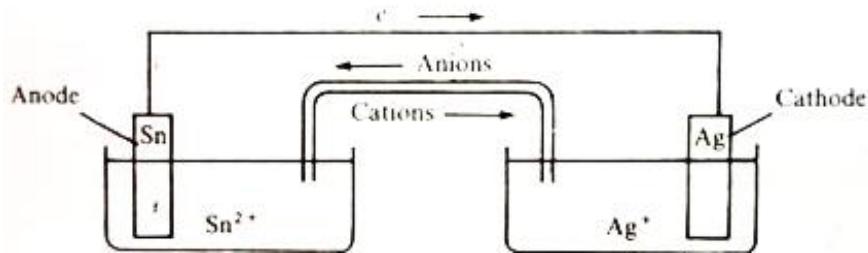
**i)  $\text{I}^- + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO}$  (meio ácido)**



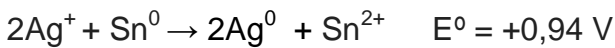
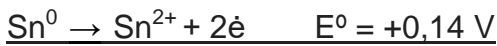
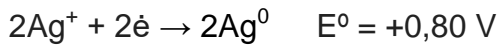
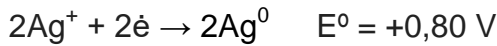


**Exercício 3:**

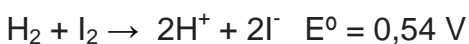
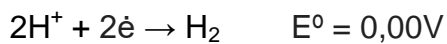
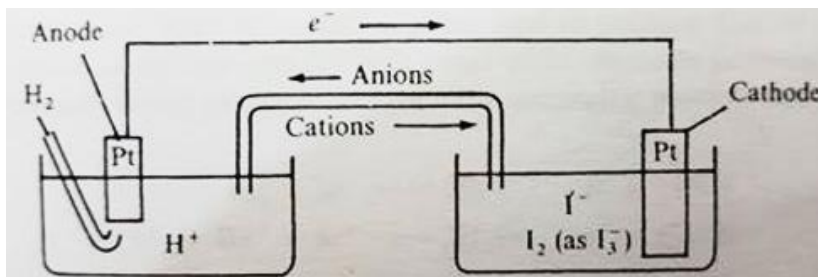
a)



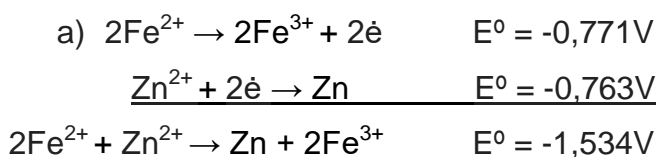
Duplicar a equação química acima:



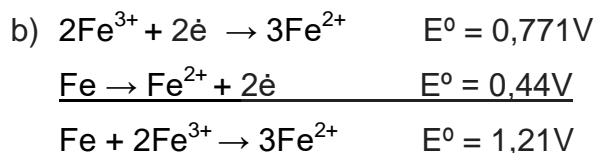
b)



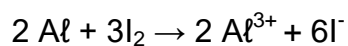


**Exercício 4:**

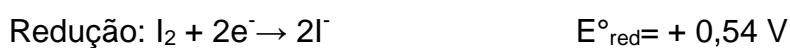
Esta reação não é espontânea



Já que  $E^\circ$  é positiva, esta reação é espontânea.

**Exercício 5:**

As semi-reações são:



$$E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ_{\text{red}} (\text{cátodo}) - E^\circ_{\text{red}} (\text{anodo})$$

$$E^\circ_{\text{cel}} = +0,54 - (-1,66)$$

$$E^\circ_{\text{cel}} = 2,2\text{ V}$$