Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 100 | ex: 01

Fe_2O_3	
x	-2
2x	-6 = 0

CO	
x	-2
x	-2 = 0

CO_2	
x	-2
x	-4 = 0

QUÍMICA
Prof. Luana

$$\overset{+3\ -2}{Fe_2O_3} + 3\overset{+2\ -2}{CO} \rightarrow 3\overset{+4\ -2}{CO_2} + 2\overset{0}{Fe}$$

Reduz

Oxida

nox ↑ oxida Redutor
nox ↓ Reduz oxidante

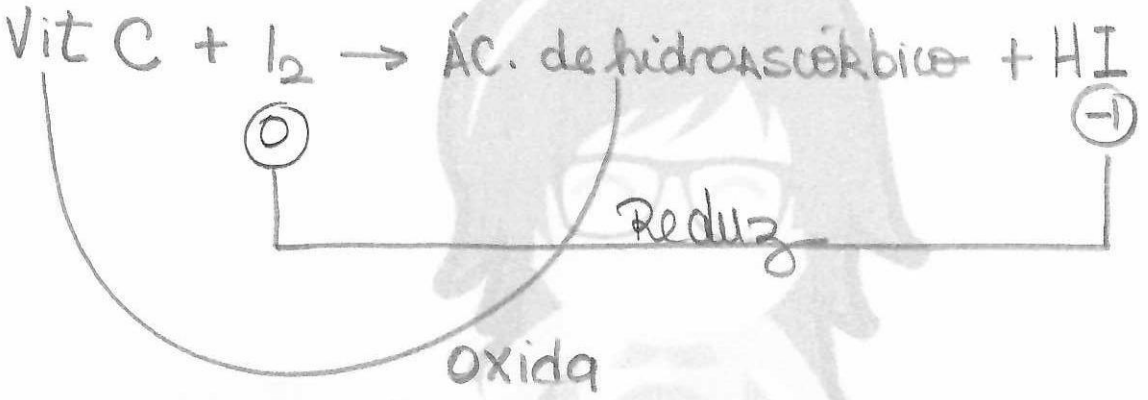
Fe Reduz ; Fe_2O_3 oxidante
C oxida ; CO Redutor

a) F, $Fe^{+3} \rightarrow Fe^0$
b) V
c) F, recebe 3e- ($Fe^{+3} \rightarrow Fe^0$, $\Delta e = |0-3| = 3e^-$)
d) F, recebe e-
e) F, reduzidos

Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 100 | ex: 02

H	I
+1	X
+1	X = 0

QUÍMICA
Prof. Luana



nox ↑ oxida
nox ↓ Reduz

Vit C oxida

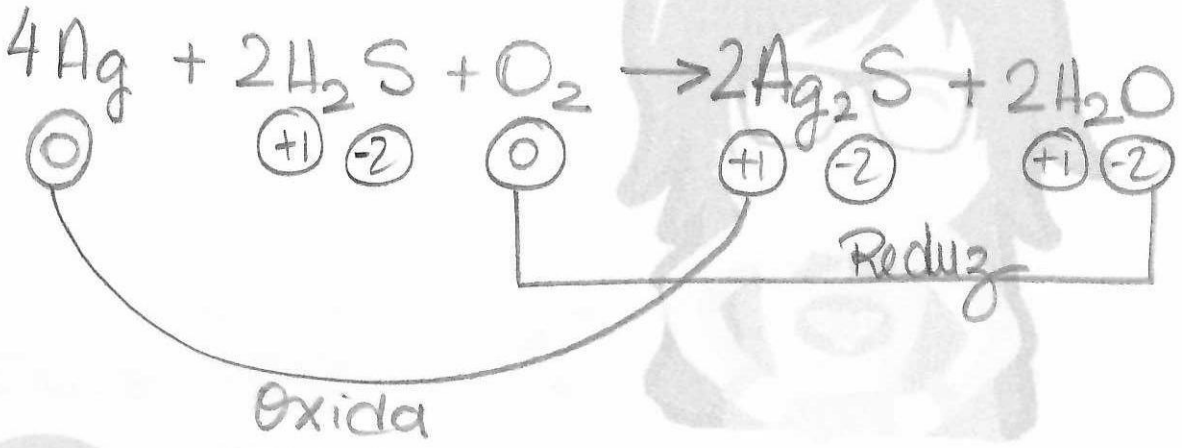
I_2 Reduz

Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 10 | ex: 03

H_2S	
+1	x
+2	x = 0

Ag_2S	
+1	x
+2	x = 0

QUÍMICA
Prof. Luana



nox ↑ oxida
nox ↓ reduz

Ag oxidou ; Ag Redutor
O reduziu ; O_2 oxidante

Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 101 | ex: 04

QUÍMICA
Prof. Luana

$Ca \rightarrow Ca^{+2} + 2e^-$ (DOAÇÃO de e^-)

(0) OXIDAÇÃO (+2)

Ca^{+2} (íon → cátion)

Ca = família 2A, logo +2

$Ca^{+2} \; Cl^{-1} = CaCl_2$

Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 101 | ex: 05

Ag	X
+1	X
+1	X = 0

QUÍMICA
Prof. Luana

$$\underset{(+1)\ (-1)}{AgX} + \underset{\text{Deve oxidar}}{\text{Revelador}} + \underset{(0)}{Ag} + \underset{(-1)}{X^{-1}} + \text{produtos}$$

Reduz

↑ nox oxida
↓ nox reduz

Ag reduz, AgX oxidante

a) F, oxidante
b) F, oxidação
c) F, ag. Redutor
d) V
e) F, fica igual

Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 101 | ex: 06

SO_4^{-2}

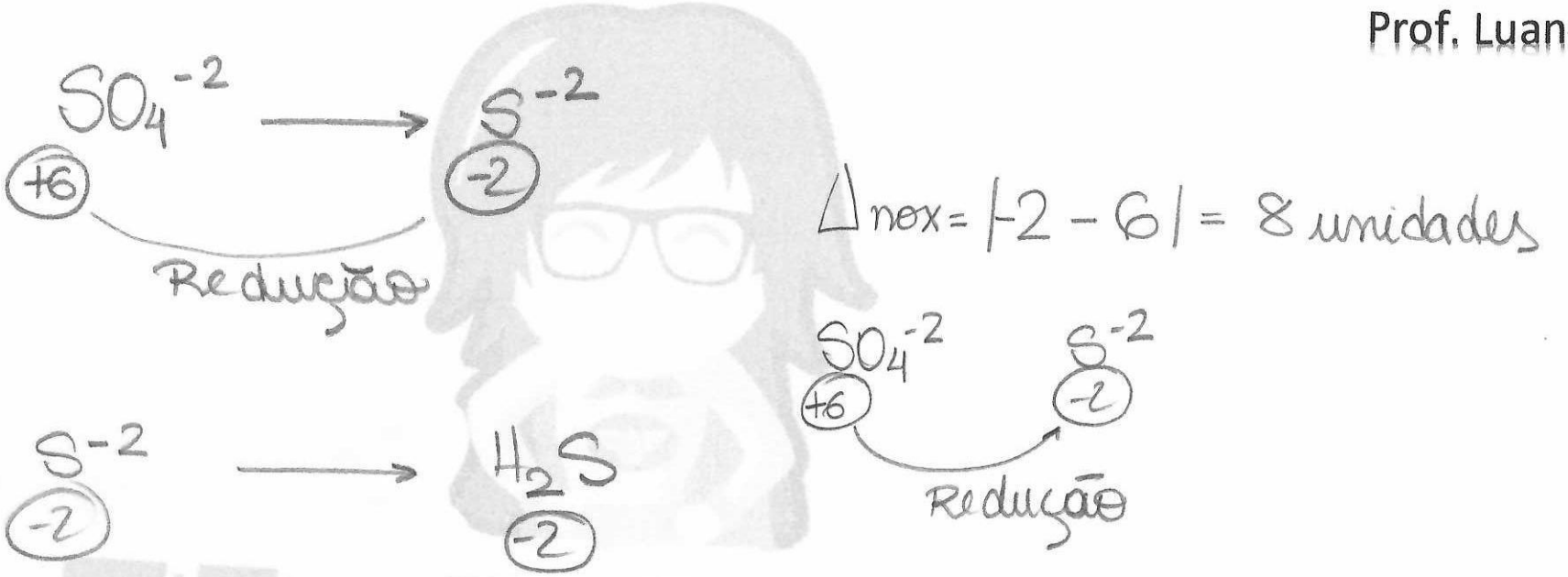
X	-2
X	-8 = -2

H_2S

+1	X
+2	X = 0

X = -2

QUÍMICA
Prof. Luana



Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 101 | ex: 07

QUÍMICA
Prof. Luana

I)

$\overset{-4}{C}\overset{+1}{H_4} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{+2}{C}\overset{-2}{O} + 3\overset{0}{H_2}$

Oxida

Reduz

é Redox

II)

$\overset{+1}{Ag}\overset{-1}{Cl} + 2\,\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3} \rightarrow \overset{+1}{Ag}(\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3})_2^{+} + \overset{-1}{Cl}^{-}$

III)

$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}^{+} \rightarrow \overset{+2}{Zn}^{+2} + \overset{0}{H_2}$

Oxida

Reduz

é Redox

IV)

$2\overset{+1}{H}^{+} + 2\overset{+6}{Cr}\overset{-2}{O_4}^{-2} \rightarrow \overset{+6}{Cr_2}\overset{-2}{O_7}^{-2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

Ap. 02 - aula 16 | MDP | p. 102 | ex: 08

QUÍMICA
Prof. Luana

$N_2 \longrightarrow NH_3$

(0) (-3)

Redução
(Recebe e⁻)

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 107 | ex: 01

QUÍMICA
Prof. Luana

01) V

$O_2 \rightarrow 2O^{-2}$ ou seja Reduz (oxidante) → $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$

02) F, se ele reage com espécies + oxidantes (ex: $KMnO_4$), ele pode oxidar

04) V

08) F, necessariamente simultâneos

16) V

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 102 | ex: 02

QUÍMICA
Prof. Luana

$$\overset{0}{Na} + \overset{+1\ -2}{H_2O} \rightarrow \overset{+1\ -2\ +1}{NaOH} + \overset{0}{H_2}$$

Oxida — Reduz

$\overset{0}{Na}$ $\overset{+1}{NaOH}$

$\Delta e = 1 - 0 = 1 \cdot 1 = 1$

$\overset{+1}{H_2O}$ $\overset{0}{H_2}$

$\Delta e = |0 - 1| = 1 \cdot 2 = 2$

$2 \cdot Na$

$1\ H_2$

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + 1H_2$$

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 102 | ex: 03

QUÍMICA
Prof. Luana

$NO_x \longrightarrow N_2$

Como o oxigênio
Tem nox -2, certamente
N terá nox positivo

→ ou seja

$NO_x \rightarrow N_2$

(+X) (0)

Redução

I) V

II) ~~F~~, o ARLA promove a redução do NO_x, logo é ag. Redutor

III) V

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 102 | ex: 04

N_2	H_4
x	+1
2x	+4 = 0

QUÍMICA
Prof. Luana

Quem oxida a caldeira é o O_2, como a hidrazina reage com ele, ela indiretamente evita a oxidação da caldeira.

$$N_2H_4 + O_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$$

(-2) (+1) (0) (0) (+1) (-2)

Oxida

Reduz

nox ↑ oxida
nox ↓ reduz

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 103 | ex: 05

QUÍMICA
Prof. Luana

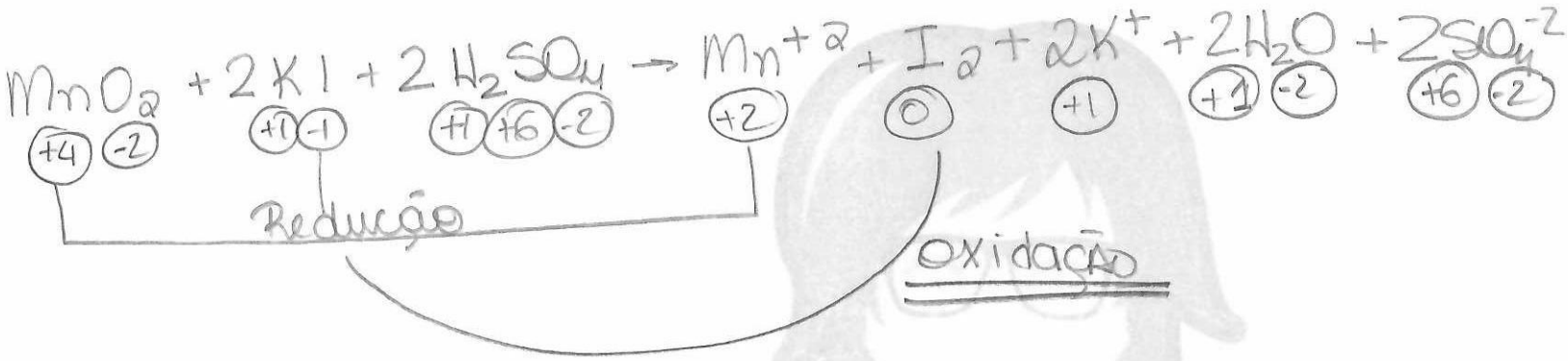
$\overset{+2}{Fe}\overset{-2}{O}$ $\overset{+1}{Cu}_2\overset{-2}{O}$ $\overset{+3}{Cr}_2\overset{-2}{O}_3$ $\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O}_4$

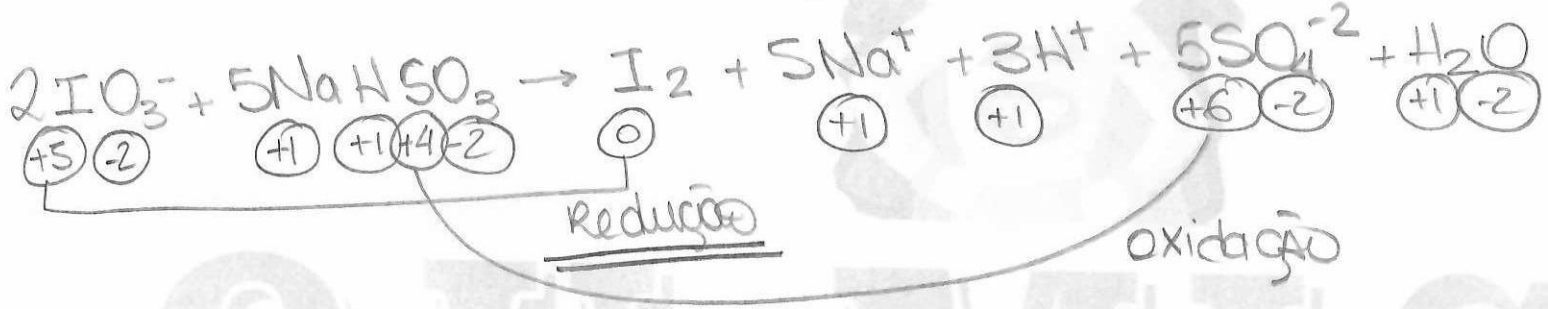
↓

maior o nº de oxidação, logo é mais oxidação

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 103 | ex: 06

QUÍMICA
Prof. Luana





Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 103 | ex: 07

CO_2

x	-2

$x - 4 = 0$

$x = 4$

CH_4

x	+1

$x + 4 = 0$

$x = -4$

QUÍMICA
Prof. Luana

$\overset{(+4)}{CO_2} \rightarrow \overset{(-4)}{CH_4}$

$\Delta e = |-4 - 4| = 8$ unidades

ag. Redutor: Au — ag. oxidante: NO_3^-

$$Au + 3NO_3^- + 4Cl^- + 6H^+ \rightarrow AuCl_4^- + 3NO_2 + 3H_2O$$

Nox: Au (0); NO_3^-: N (+5), O (−2); Cl^- (−1); H^+ (+1); $AuCl_4^-$: Au (+3), Cl (−1); NO_2: N (+4), O (−2); H_2O: H (+1), O (−2)

Redução: N (+5) → N (+4)

Oxidação: Au (0) → Au (+3)

Au	$AuCl_4^-$	NO_3^-	NO_2
0	+3	+5	+4

$\Delta e = 3 - 0 = 3$ //

$\Delta e = |4 - 5| = 1$ //

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 103 | ex: 09

QUÍMICA
Prof. Luana

I) $4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$

(-3) (+1) (0) (+2) (-2) (+1) (-2)

NH_3 NO

$\Delta e = 2-(-3) = 5 \cdot 1 = (5)$

O_2 H_2O

$\Delta e = |-2-0| = 2\ 2 = (4)$

$4\,NH_3$

$5O_2$

II) $4\,NH_3 + 7\,O_2 \rightarrow 4NO_2 + 6\,H_2O$

(-3) (+1) (0) (+4) (-2) (+1) (-2)

NH_3 NO_2

$\Delta e = |4-(-3)| = 7 \cdot 1 = (7)$

O_2 H_2O

$\Delta e = |-2-0| = 2 \cdot 2 = (4)$

$4\,NH_3$

$7O_2$

III) $2\,NH_3 + 4\,O_2 \rightarrow 1N_2O_5 + 3H_2O$

(-3) (+1) (0) (+5) (-2) (+1) (-2)

NH_3 N_2O_5

$\Delta e = |5-(-3)| = 8 \cdot 2 = \cancel{16} = (4)$

O_2 H_2O

$\Delta e = |-2-0| = 2 \cdot 2 = \cancel{4} = (1)$

$1N_2O_5$

$4O_2$

a) V

b) V, 4+5=9

c) F, é 10 (4+6)

d) V, 2+4+1+3 = 10

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 103 | ex: 10

QUÍMICA
Prof. Luana

A) $2\,KBr + 1\,MnO_2 + 2\,H_2SO_4 \rightarrow 1\,BH_2 + 1\,K_2SO_4 + 1\,MnSO_4 + 2\,H_2O$

(+1)(-1) (+4)(-2) (+1)(+6)(-2) (0) (+1)(+6)(-2) (+2)(+6)(-2) (+1)(-2)

KBH BH_2

$\Delta e = 0-(-1) = 1 \cdot 2 = 2$ = 1

MnO_2 $MnSO_4$

$\Delta e = |+2-(4)| = 2 \cdot 1 = 2$ = 1

1 BH_2

1 $MnSO_4$

B) $6\,NaBr + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,BH_2 + 2\,NO + 6\,NaNO_3 + 4\,H_2O$

(+1)(-1) (+1)(+5)(-2) (0) (+2)(-2) (+1)(+5)(-2) (+1)(-2)

$NaBH$ BH_2

$\Delta e = 0-(-1) = 1 \cdot 2 = 2$

HNO_3 NO

$\Delta e = |2-5| = 3 \cdot 1 = 3$

3 BH_2

2 NO

a) V, 2+1+2+1+1+1+2 = 10

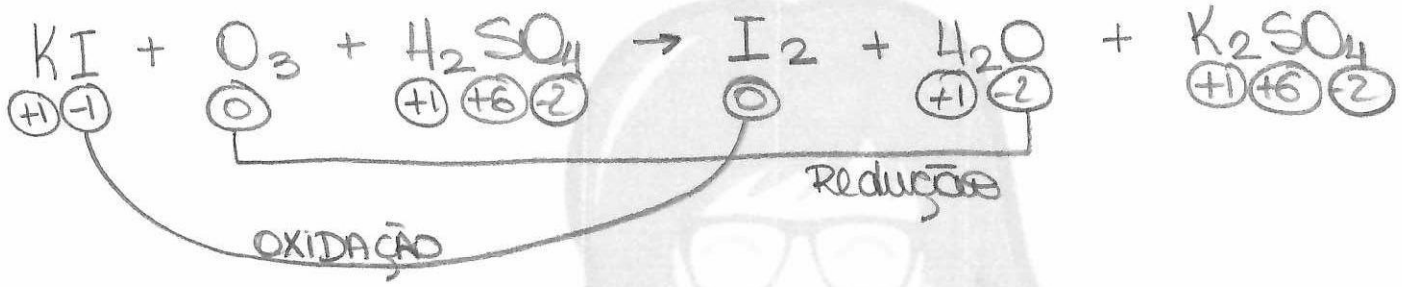
b) V, 6+8+3+2+6+4 = 29

c) V

d) F, K_2SO_4 e $NaNO_3$ não sofrem hidrólise, já que vem de ácido e base fortes.

Ap.02 - aula 16 | ATN | p.104 | ex:11

QUÍMICA
Prof. Luana



KI (-1) I_2 (0)

$\Delta e = 0-(-1) = 1 \cdot 2 = 2$

~~2~~ $\cdot 2 = 3 I_2$

O_3 (0) H_2O (-2)

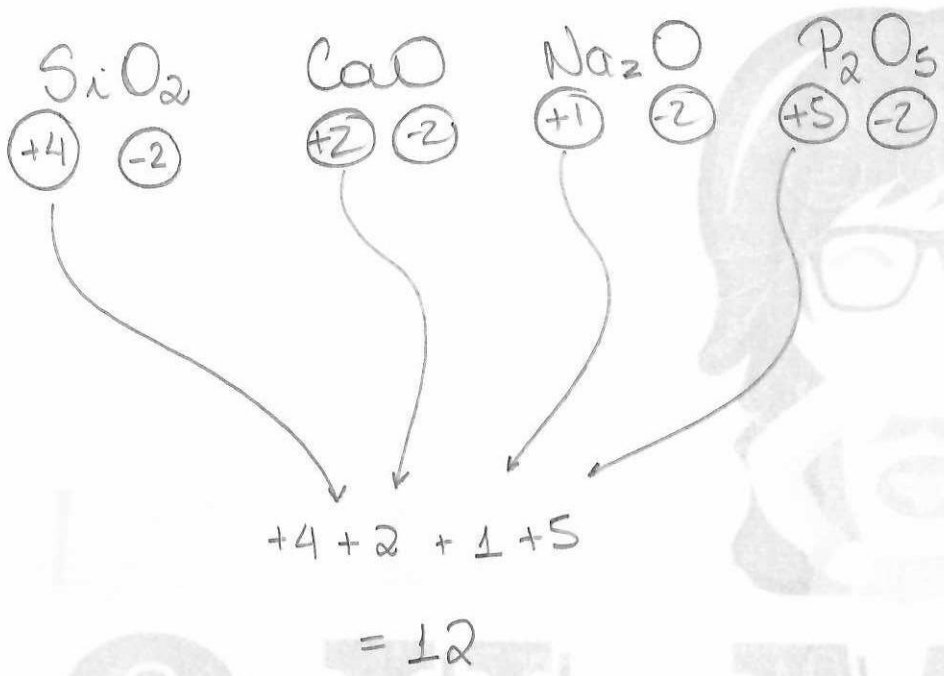
$\Delta e = -2-0 = 2 \cdot 3 = 6$

~~6~~ $\cdot 2 = 1 O_3$

$$6KI + 1O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3I_2 + 3H_2O + 3K_2SO_4$$

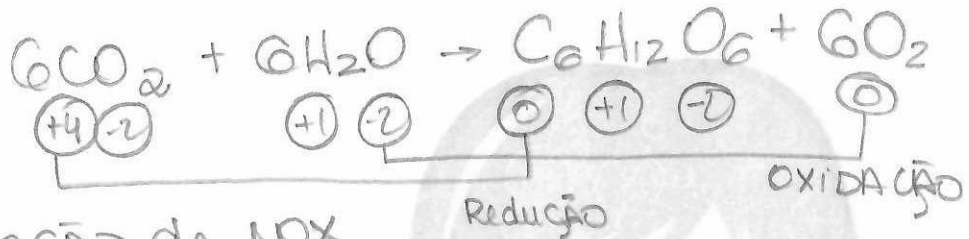
Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 104 | ex: 12

QUÍMICA
Prof. Luana



Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 104 | ex: 13

QUÍMICA
Prof. Luana



01) V, ocorre variação de NOX
02) V
04) F
08) V
16) V

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 104 | ex: 14

QUÍMICA
Prof. Luana

$$Na_2S_2O_5 \longrightarrow SO_2 + X \rightsquigarrow Na_2S_2O_5 - SO_2 = \boxed{Na_2SO_3}$$

Na_2	S_2	O_5	
+1	X	-2	
+2	2X	-10	= 0

$X = +4$

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 104 | ex: 15

QUÍMICA
Prof. Luana

I) $Ag_2S + Al \rightarrow Al_2S_3 + Ag$

(+1) (-2) (0) (+3) (-2) (0)

$\Delta e = |0-1| = 1 \cdot 2 = 2$

$\Delta e = |3-0| = 3 \cdot 2 = 6$

~~2~~ 1 Al_2S_3

~~6~~ 3 Ag_2S

$3Ag_2S + 2Al \rightarrow 1Al_2S_3 + 6Ag$

II) $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

(+1)(-1) (+1)(+7)(-2) (+1)(+6)(-2) (0) (+2)(+6)(-2) (+1)(+6)(-2) (+1)(-2)

$\Delta e = |2-7| = 5 \cdot 1 = 5$

$\Delta e = |0-(-1)| = 1 \cdot 2 = 2$

5 H_2O_2

2 $MnSO_4$

$5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5O_2 + 2MnSO_4 + 1K_2SO_4 + 8H_2O$

a) V

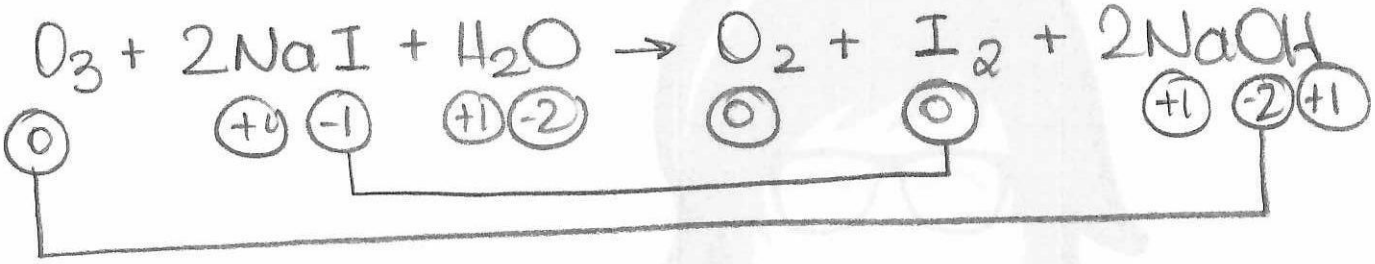
b) V

c) F, Al_2S_3

d) V

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 104 | ex: 16

QUÍMICA
Prof. Luana



O = sofre redução ; O_3 = ag. oxidante

I = sofre oxidação ; NaI = ag. Redutor

a) V

b) F, pH > 7 (básicos)

c) F, fica constante (+1)

d) F, o Oxigênio Recebe e^-

e) F, o I_2 é insolúvel em NaOH, logo não pode ser por destilação (Hemo).
apolar

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 104 | ex: 17

QUÍMICA
Prof. Luana

$$\overset{0}{Au} + 5\overset{+2}{S_2}\overset{-2}{O_3}^{-2} + \overset{+2}{Cu}(\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3})_4^{+2} \rightarrow \overset{+1}{Au}(\overset{+2}{S_2}\overset{-2}{O_3})_2^{-3} + \overset{+1}{Cu}(\overset{+2}{S_2}\overset{-2}{O_3})_3^{-5} + 4\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3}$$

Oxidação

Redução

I) F

Au = ag. Redutor

$Cu(NH_3)_4^{+2}$ = ag. oxidante

II) V

40 milhões ton — 300 ton Au

a — x

300 ppm — 12000 ton

Lixo: 10^6 ton — $40 \cdot 10^6$ ton

III) F

40 milhões — 100%

x — 70%

X = 28 milhões ton

IV) V

2g — 1 cm^3

$28 \cdot 10^6 \cdot 10^6$ g — x

$X = 14 \cdot 10^6 \cdot 10^6\ cm^3$ * 28 milhões ton * $1\ m^3 = 10^6\ cm^3$

$= 14$ milhões m^3 $= 28 \cdot 10^6 \cdot 10^6$ g

V) F

Au	$S_2O_3^{-2}$
1 · 196,97 g	5 · 112 g
$12000 \cdot 10^6$ g	X

$X = 34 \cdot 10^3 \cdot \underbrace{10^6\ g}_{ton}$

34 mil ton $S_2O_3^{-2}$

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 105 | ex: 18

QUÍMICA
Prof. Luana

$HNO_3 + H^+ + CdS \rightarrow NO + Cd^{+2} + S + 4H_2O$

(+1)(+5)(-2) (+1) (+2)(-2) (+2)(-2) (0) (+1)(-2)

Redução: $HNO_3 \rightarrow NO$ (+5 → +2)

Oxidação: $CdS \rightarrow S$ (-2 → 0)

HNO_3 (+5) $\quad$ NO (+2)(-2)

$\Delta e = |2-5| = 3 \cdot 1 = 3$

CdS (-2) $\quad$ S (0)

$\Delta e = 0-(-2) = 2 \cdot 1 = 2$

2 NO

3 CdS

$2HNO_3 + 6H^+ + 3CdS \rightarrow 2NO + 3Cd^{+2} + 3S + 4H_2O$

↓

exotérmica

↓

NOX

Ap. 02 - aula 16 | N. C. | p. 105 | ex: 01

QUÍMICA
Prof. Luana

Espécies sem carga final: H_2O ; NH_3
Espécies com carga final: OH^{-1} ; Cl^{-1} ; CN^{-1}

01. V

$[Zn(H_2O)(OH)]^{+1}$

$X \quad 0 \quad -1 = +1$

$X = +2$

02. F

$[Pt(NH_3)_3Cl]^{-1}$

$X \quad 0 \quad -1 = -1$

$X = 0$

04. V

$[Cr(CN)_6]^{-3}$

$X \quad (-1)\cdot 6 = -3$

$X = +3$

08. F

$[Co(NH_3)_4Cl_2]^{+1}$

$X \quad 0 \quad (-1)\cdot 2 = +1$

$X = +3$

16. F

$[Ni(NH_3)_6]^{+2}$

$X \quad 0 = +2$

$X = +2$

32. V

$[Co(NH_3)_6]^{+3}$

$X \quad 0 = +3$

$X = +3$

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 105 | ex: 02

QUÍMICA
Prof. Luana

Ferro novo
Fe^0

Ferro velho
$Fe^{+2/+3}$

oxida

Como o ferro sofre oxidação facilmente, ele se diferencia de novo x velho

ouro novo
Au^0

ouro velho
Au^0

Como o ouro não é reativo, não há diferença entre novo ou velho

a) F, para o ouro não
b) F, para o Ferro é
c) F, se oxida
d) V

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 105 | ex: 03

QUÍMICA
Prof. Luana

densidade = propriedade física

inox = liga metálica, mistura homogênea

TiO_2 Ti = NOX 4

(+4) (-2)

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 106 | ex: 04

QUÍMICA
Prof. Luana

$$5\,\overset{(+1)}{H_2}\overset{(+3)}{C_2}\overset{(-2)}{O_4} + 2\,\overset{(+1)}{K}\overset{(+7)}{Mn}\overset{(-2)}{O_4} \rightarrow 10\,\overset{(+4)}{C}\overset{(-2)}{O_2} + 2\,\overset{(+2)}{Mn}\overset{(-2)}{O} + 1\,\overset{(+1)}{K_2}\overset{(-2)}{O} + 5\,\overset{(+1)}{H_2}\overset{(-2)}{O}$$

oxida

Reduz

$H_2C_2O_4$ (+3) $\quad CO_2$ (+4)

$\Delta e = 4 - 3 = 1 \cdot 2 = 2$

$KMnO_4$ (+7) $\quad MnO$ (+2)

$\Delta e = |2 - 7| = 5 \cdot 1 = 5$

$5\,H_2C_2O_4$

$2\,MnO$

Soma: $5 + 2 + 10 + 2 + 1 + 5 = 25$ //

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 106 | ex: 05

QUÍMICA
Prof. Luana

1) $5\,H_2O_2 + 2\,KMnO_4 + 4\,H_2SO_4 \rightarrow 2\,KHSO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 5\,O_2$

(H_2O_2: -1; $KMnO_4$: +7; $MnSO_4$: +2; O_2: 0)

oxida

Reduz

H_2O_2 (-1) O_2 (0)

$\Delta e = 0-(-1) = 1 \cdot 2 = 2$

$KMnO_4$ (+7) $MnSO_4$ (+2)

$\Delta e = |2-7| = 5 \cdot 1 = 5$

$5\,H_2O_2$

$2\,MnSO_4$

2) $1\,H_2O_2 + 2\,KI \rightarrow 1\,I_2 + 2\,KOH$

(H_2O_2: -1; KI: -1; I_2: 0; KOH: -2)

oxida

Reduz

H_2O_2 (-1) KOH (-2)

$\Delta e = |-2-(-1)| = 1 \cdot 2 = 2 = 1$

KI (-1) I_2 (0)

$\Delta e = 0-(-1) = 1 \cdot 2 = 2 = 1$

$1\,H_2O_2$

$1\,I_2$

I) V

II) V

1) O oxida; H_2O_2 redutor
Mn reduz; $KMnO_4$ oxidante

2) O reduz; H_2O_2 oxidante
I oxida; KI redutor

III) F

IV) V

Produtos
$2+2+8+5 = 17$

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 106 | ex: 06

C_2H_6O
$2x$	$+6$	$-2 = 0$
x	$+1$	-2

$x = -2$

C_2H_4O
$2x$	$+4$	$-2 = 0$
x	$+1$	-2

$x = -1$ $\rightsquigarrow$ CH_3CHO

QUÍMICA
Prof. Luana

$$3\underset{(-2)}{C_2H_5OH} + \underline{1}\,\underset{(+6)}{Cr_2O_7^{-2}} + \underline{8}\,H^+ \rightarrow 3\underset{(-1)}{CH_3CHO} + \underline{2}\,\underset{(+3)}{Cr^{+3}} + \underline{7}\,H_2O$$

oxida — Reduz

$\underset{(-2)}{C_2H_6O}$ $\underset{(-1)}{C_2H_4O}$

$\Delta e = -1-(-2) = 1 \cdot 2 = \cancel{2} = 1$

$\underset{(+6)}{Cr_2O_7^{-2}}$ $\underset{(+3)}{Cr^{+3}}$

$\Delta e = |3-6| = 3 \cdot 2 = \cancel{6} = 3$

$3\,C_2H_6O$

$1\,Cr_2O_7^{-2}$

Ap. 02 - aula 16 | ATN | p. 106 | ex: 07

QUÍMICA
Prof. Luana

$AgNO_3$ $CuNO_3$

↓ ↓

Ag^{+1} (ag. oxidante) Cu^{+1} (ag. redutor)

Redução ↓ ↓ oxidação

Ag^0 Cu^{+2}

01) F, é devido aos íons Ag^+ que se convertem em Ag^0

02) F, o ag. oxidante é o Ag^{+1}

03) F, de Cu^{+1}, pois o Ag^0 é que escurece

04) F

05) V

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 106 | ex: 08

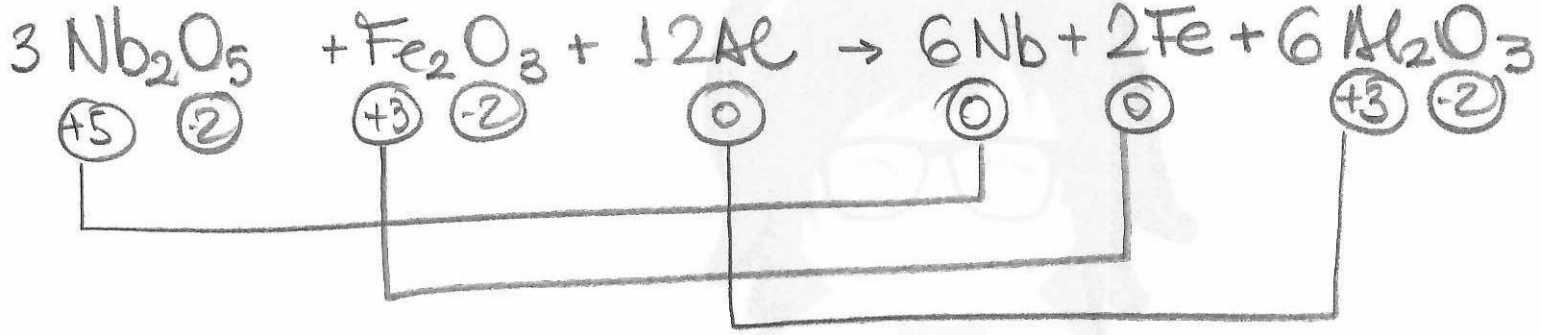
QUÍMICA
Prof. Luana

O O_2 do ar oxida as frutas, causando o escurecimento.
A vitamina C é um antioxidante, ou seja, ela própria se oxida, protegendo a "fruta" da oxidação.

a) F, são oxidações
b) V
c) F, é muito sensível, por isso é antioxidante
d) F, o oxigênio e não o carbono atua no processo

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 107 | ex: 09

QUÍMICA
Prof. Luana



* Reduções

- Nb_2O_5 Nb

$\Delta e = |10 - 5| = 5 \cdot 2 = 10\ e^-$ ⇝ $3\ \underbrace{Nb_2O_5}_{10e^-} = 30e^-$

- Fe_2O_3 Fe

$\Delta e = |0 - 3| = 3 \cdot 2 = 6\ e^-$ ⇝ $1\ \underbrace{Fe_2O_3}_{6e^-} = 6e^-$

} $\underline{36e^-}$

* Oxidações

- Al Al_2O_3

$\Delta e = +3 - 0 = 3 \cdot 2 = 6e^-$ } $6e^-$ DOADOS $(6Al_2O_3) = 6 \times \underbrace{Al_2O_3}_{6e^-} = \underline{36e^-}$

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 107 | ex: 10

QUÍMICA
Prof. Luana

1) Combustão / Queima
2) Respiração
3) Ressonância
4) ———
5) ———
6) Oxidação / corrosão / enferrujamento
7) Colapso atômico / modelo de Rutherford
8) ———
9) ———

I) F, é de respiração
II) V
III) F

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 107 | ex: 11

* não podemos usar o índice que repete (desproporcionamento)

~~Cl_2~~ → NaCl + NaClO

$$\overset{0}{Cl_2} + \overset{+1\ -2\ +1}{NaOH} \rightarrow \overset{+1\ -1}{NaCl} + \overset{+1\ +1\ -2}{NaClO} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

$\overset{0}{Cl_2}$ $\overset{-1}{NaCl_1}$

$\Delta e = |-1-0| = 1 \cdot 1 = 1$ → 1 NaCl

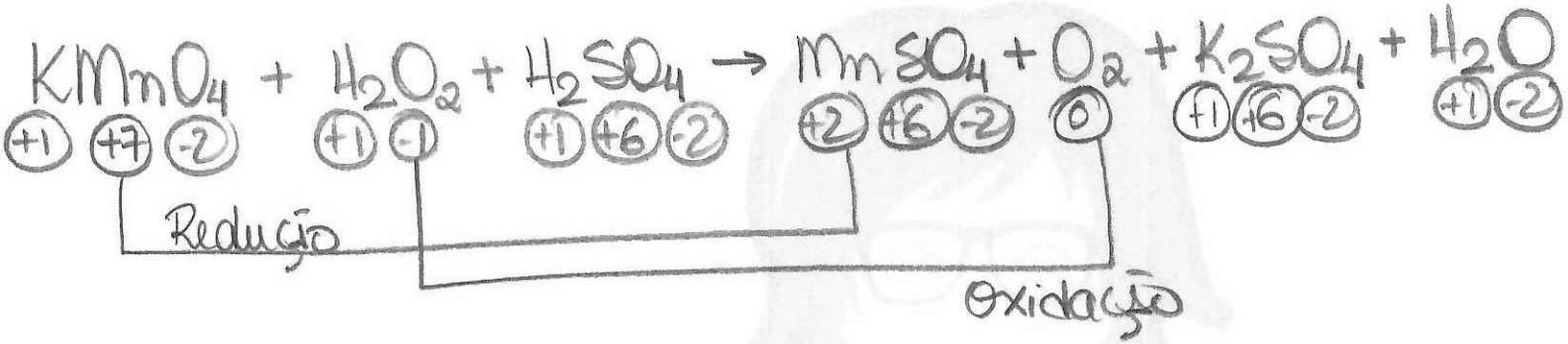
$\overset{0}{Cl_2}$ $\overset{+1}{NaClO}$

$\Delta e = +1-0 = 1 \cdot 1 = 1$ → 1 NaClO

$$1\,Cl_2 + 2\,NaOH \rightarrow 1\,NaCl + 1\,NaClO + 1\,H_2O$$

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 107 | ex: 12

QUÍMICA
Prof. Luana



Mn = sofre redução ; $KMnO_4$ = ag. oxidante

O = sofre oxidação ; H_2O_2 = ag. Redutor

a) F, é -1
b) F, oxidação
c) V
d) F
e) F, +7

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 108 | ex: 14

QUÍMICA
Prof. Luana

a) F

$_{16}S^0 = 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^4}$

b) F, e^- p orbital "p" que recebe

$_{16}S^{-2} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

c) V

$S^0 = 1s^2 2s^2 2p^6 \overline{3s^2 3p^4}$ (6e-)

$S^{-2} = 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6}$ (8e-)

d) F, recebe 2e-

e) F, possui 6e-

$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^4}$ (6e-)

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 108 | ex: 15

QUÍMICA
Prof. Luana

$NaN_3 + KNO_3 \rightarrow K_2O + Na_2O + N_2$

(+1) (-1/3) (+1) (+5) (-2) (+1) (-2) (+1) (-2) (0)

* não podemos usar o índice que repete para as duas espécies

NaN_3 e KNO_3 ~~N_2~~

NaN_3 (-1/3) N_2 (0)

$\Delta e = 0 - (-1/3) = \frac{1}{3} \cdot 3 = 1$

KNO_3 (+5) N_2 (0)

$\Delta e = |0 - 5| = 5 \cdot 1 = 5$

5 NaN_3

1 KNO_3

$5NaN_3 + 1KNO_3 \rightarrow K_2O + Na_2O + N_2$

* como existem 2 potássios no produto, podemos dobrar a proporção dos reagentes

$10NaN_3 + 2KNO_3 \rightarrow K_2O + 5Na_2O + 16N_2$

Ap. 02 - aula 16 | N.C. | p. 108 | ex: 16

QUÍMICA
Prof. Luana

ag. Red / oxi

1) $\overset{0}{Cl_2} + 2\overset{+1}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} \rightarrow \overset{+1}{Na}\overset{+1}{Cl}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

oxidação

redução

ag. Red/oxi

2) $\overset{+2}{Pb}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{0}{Pb} + \overset{+4}{Pb}\overset{-2}{O_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$

redução

oxidação

3) $\overset{0}{Mg} + \frac{1}{2}\overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$

oxi

red

4) $\overset{+2}{Ca}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3} \rightarrow \overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}$ não é redox

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 109 | ex: 01

QUÍMICA
Prof. Luana

$$1\,C_8H_{18} + \frac{25}{2}O_2 \longrightarrow 8\,CO_2 + 9\,H_2O$$

a) F, consumo de O_2
b) F, é de 9 : 1
c) F, há formação de H_2O
d) V
e) F, é de 8 : 1

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 109 | ex: 02

QUÍMICA
Prof. Luana

$C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O + 2H^+ + 2e^-$ (oxidação)

$\frac{1}{2}O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$ (redução)

$C_2H_6O + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow C_2H_4O + H_2O$ Global

álcool — aldeído

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 109 | ex: 03

* sais da 1A são solúveis

QUÍMICA
Prof. Luana

hidrometalúrgico

I) $PbSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow \underbrace{PbCO_3}_{\text{sal insolúvel}} + Na_2SO_4$

* lixiviação básica, pois o Na_2CO_3 tem hidrólise básica. Dessulfuração, pois remove o "S" do Chumbo

II) $PbCO_3 + HNO_3 \rightarrow \underbrace{H_2CO_3}_{H_2O + CO_2} + \underbrace{Pb(NO_3)_2}_{\text{sal solúvel}}$

* lixiviação ácida, pois o HNO_3 é ácido. Solubilização, pois o $Pb(NO_3)_2$ é solúvel

III) $Pb(NO_3)_2 \longrightarrow$ eletrólise

Pb^{+2} → Pb^0 (metálico)

* Redução (↓ nox)

$Pb^{+2} \rightarrow Pb^0$

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 109 | ex: 04

QUÍMICA
Prof. Luana

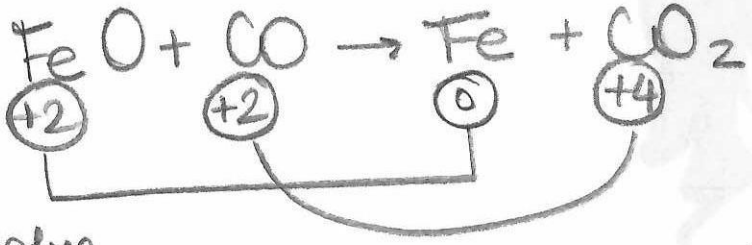
antioxidantes se oxidam no lugar da espécie a ser protegida.

a) V
b) F, eles não influenciam na quantida de de O_2
c) F, eles reagem com os radicais livres, mas não alteram o processo de formação deles.
d) F
e) F

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 110 | ex: 05

QUÍMICA
Prof. Luana

A etapa onde o metal (Fe) é produzido é



sofre
Fe = Redução ; FeO = ag. oxidante

sofre
C = oxidação ; CO = ag. redutor

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 110 | ex: 06

* e⁻ nos produtos = oxidação
* e⁻ nos reagentes = redução

QUÍMICA
Prof. Luana

① $TiO_2|S + \overset{Luz}{h\nu} \longrightarrow TiO_2|S^*$ (excitação pela luz)

② $TiO_2|S^* \longrightarrow TiO_2|S^+ + 1e^-$ (oxidação; doação de e^-)

③ $TiO_2|S^+ + \frac{3}{2} I^- \rightarrow TiO_2|S + \frac{1}{2} I_3^-$

④ $\frac{1}{2} I_3^- + e^- \longrightarrow \frac{3}{2} I^-$ (redução; e^- nos reagentes)

a) F, é uma oxidação (↑ nox)

$\overset{(-1)}{I^-} \rightarrow \overset{(-1/3)}{I_3^-}$

b) V, já que forma o $TiO_2|S$ (corante) que auto sustenta a reação 1, tendo assim um ciclo.

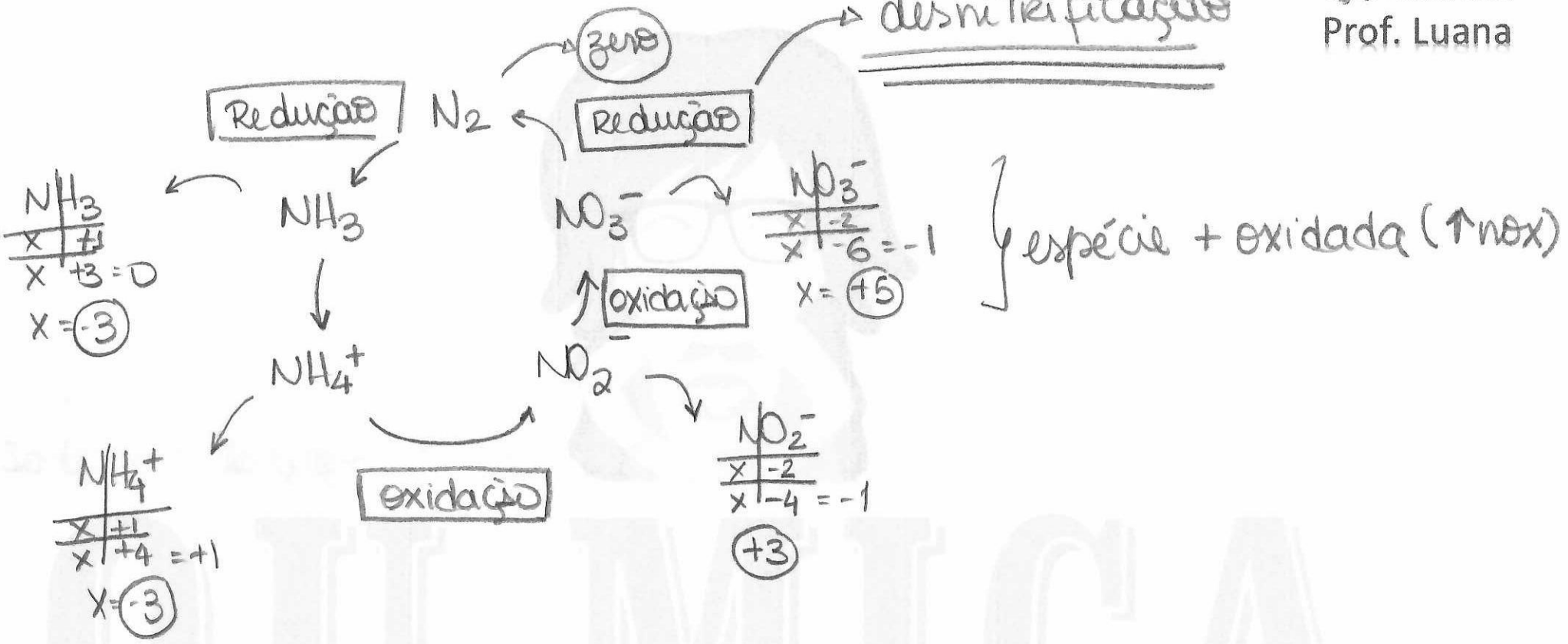
c) F, mas todas as reações promovem a continuidade da seguinte

d) F, a redução

e) F, isso é a etapa 2

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 110 | ex: 07

QUÍMICA
Prof. Luana



Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 111 | ex: 08

C_6	H_{12}	O_6
x	+1	-2
6x	+12	-12 = 0

$x = 0$

C_6	H_{12}	O_7
x	+1	-2
6x	+12	-14 = 0

$x = +\frac{2}{6} = +\frac{1}{3}$

QUÍMICA
Prof. Luana

I) $C_6H_{12}O_6 + O_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_7 + H_2O_2$

(0) (+1) (-2) (0) (+1) (-2) (+1/3) (+1) (-2) (+1) (-1)

Oxidação

Redução

II) $2H_2O_2 + 3I^- \rightarrow I_3^- + 2H_2O + O_2$

(+1) (-1) (-1) (-1/3) (+1) (-2) (0)

OXIDAÇÃO

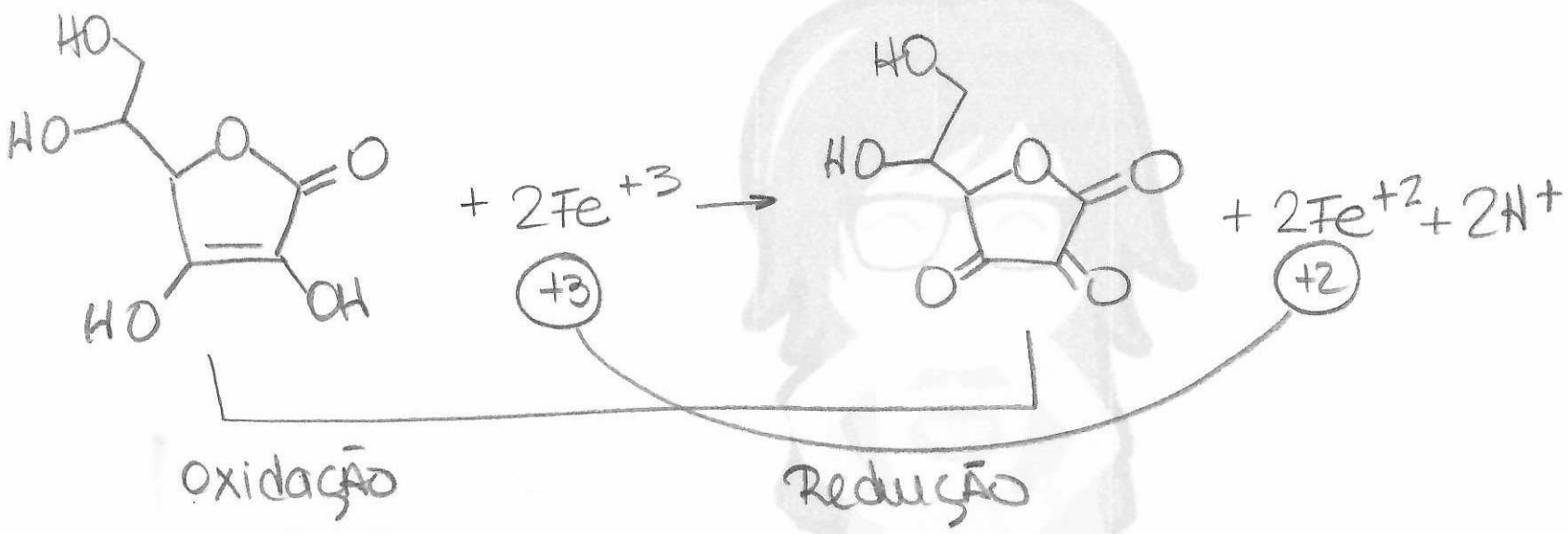
OXIDAÇÃO

Redução

Reações de oxirredução

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 111 | ex: 09

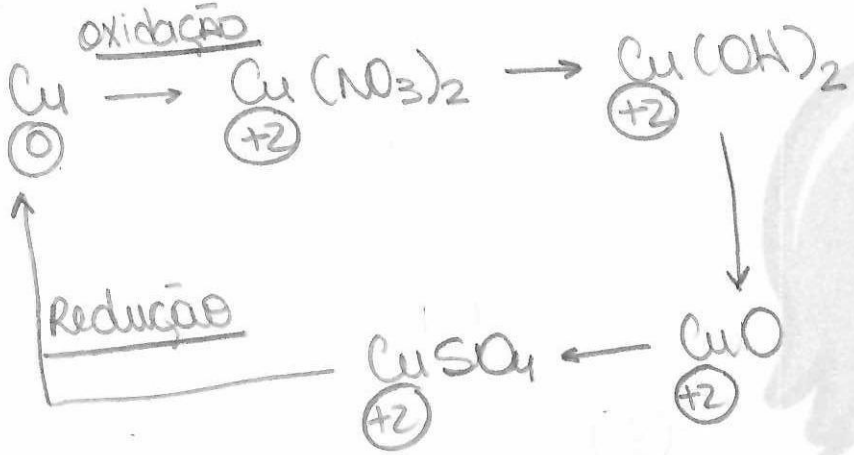
QUÍMICA
Prof. Luana



Reação Redox

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 111 | ex: 10

QUÍMICA
Prof. Luana



Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 111 | ex: 11

QUÍMICA
Prof. Luana

$$3Ag_2S + 2Al + 8NaOH \rightarrow 6Ag + 3Na_2S + 2NaAlO_2 + 4H_2O$$

(+1)(-2) (0) (+1)(-2)(+1) (0) (+1)(-2) (+1)(+3)(-2) (+1)(-2)

Redução (Ag)
Ag_2S ag. oxidante

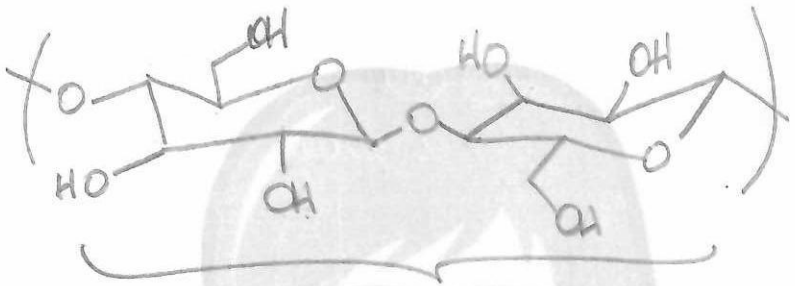
Oxidação (Al)
Al ag. redutor

a) F
b) F
c) F
d) V
e) F

Ap. 02 - aula 16 | ENEM | p. 112 | ex: 12

QUÍMICA
Prof. Luana

$$x\,CO_2 + y\,H_2O \rightarrow C_{12}H_{20}O_{10} + 12n\,O_2$$



$C_{12}H_{20}O_{10}$

$12n\,CO_2$ — $12n$

$10n\,H_2O$ — $20n$

Ap. 02 - aula 16 | Abertas | p. 112 | ex: 01

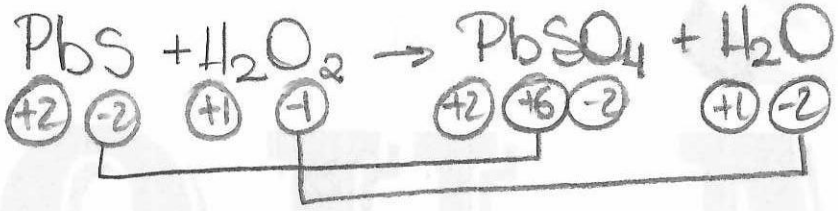
QUÍMICA
Prof. Luana

a)
chumbo = Pb
enxofre = S

b)

$$PbS + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O$$

c) Sim, a de recuperação da cor branca, já que o nox sofre variação.



S = sofre oxidação
O = sofre redução

Ap. 02 - aula 16 | Abertas | p. 112 | ex: 09

QUÍMICA
Prof. Luana

a)

$$Al + KMnO_4 + 2H_2O \rightarrow K[Al(OH)_4] + MnO_2$$

Al: (0) | KMnO4: (+1)(+7)(-2) | H2O: (+1)(-2) | K[Al(OH)4]: (+1)(+3)(-2)(+1) | MnO2: (+4)(-2)

Oxi (Al: 0 → +3) | Red (Mn: +7 → +4)

agente oxidante $KMnO_4$, pois o Mn sofre redução

agente redutor Al, pois o Al sofre oxidação

b)

Al	$KMnO_4$
1 · 27 g	1 · 158 g
x	10 g

$X = 1{,}7$ g de alumínio