PROCEDURA PER REAZIONE REDOX

1) scrivo la reazione come presentata (cioè non completa e non bilanciata)
$AB \rightarrow A + B$

……..
$AX + BZ \rightarrow AY + BK.$

……..
2) verifico quale è l'ossidante e il riducente (sapendo che ossidante + e^- → riducente) dai numeri di ossidazione
ossidante A (valenza + alta) + elettroni → A (valenza + bassa)

……
riducente B (valenza bassa o negativa) → B (valenza + alta)

……
(ricordo che riduzione $O \rightarrow O^{--}$ e ossidazione = $O^{--} \rightarrow O$)
O (ossidante)+ e + H+ ⇆ O^{--} (riducente) + H_2O)
3) scrivo le semireazioni dell'ossidante e riducente (ai reagenti aggiungo H^+ oppure H20 e elettroni

A……+ (H20 o H^+) ……+……e^- → A……+ (H20 o H^+)

B……+ (H20 o H^+) ……→ B……+ (H20 o H^+)+……e^-

4) bilancio il n° di elettroni aggiunti e tolti; semplifico e sommo

5) controllo sempre il bilancio delle masse molari e delle cariche

esercizi preliminari

- scrivi la semireazione di riduzione del KMnO4 / che è un ossidante)

ridurre significa acquistare elettroni (Mn +7 ––> Mn +2)
$MnO4^- + 5\,e + 8\,H^+ \text{––––––>} Mn^{++} + 4\,H2O$

- scrivi la semireazione di riduzione del K2Cr2O7 / che è un ossidante)

ridurre significa acquistare elettroni (Cr +6 ––> Cr +2)
$Cr2O7^{--} + 6\,e + 14\,H^+ \text{––––––>} 2Cr^{+++} + 7\,H2O$

- scrivi la semireazione di VO+ +(riducente) → HVO3)

ossidare significa perdere elettroni (V +1 ––> V +5)
$VO^{++} + 2H2O \rightarrow HVO3 + 3H^+ + e^-$

- scrivi la semireazione di $Bi(OH)_3$ (ossidante) → Bi)

ridurre significa acquistare elettroni (Bi +3 ––> Bi 0)
$Bi(OH)_3 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow Bi + 3H2O$

- scrivi la semireazione di $Sn(OH)_3^-$ (riducente) → $Sn(OH)_6^-$)

ossidare significa perdere elettroni (Sn +2 ––> V +4)
$Sn(OH)_3^- + 3H2O \rightarrow Sn(OH)_6^{2-} + 2e^- + 3H+$

Tipi di reazione redox

- Sale che subisce disproporzionamento (un solo elemento si ossida e riduce)

$(NH4)\,2Cr2O7 \rightarrow N2 + Cr2O3 + 4H2O$

- elemento che si ossida(cede e) e elemento che si riduce (acquista e)

$3Al + 3NH4ClO4 \text{––––––>} AlCl3 + 6H2O + Al2O3 + 3NO$

- elemento che si ossida, elemento che si riduce , elemento che partecipa reagendo con i prodotti e ne forma altri

$2NaClO + 2TlCl + 2NaOH + \text{––––––>} 4NaCl + H2O + Tl2O3$

$2NaClO + 4H^+ + 4e \text{––––––>} 2NaCl + 2H2O$
$2TlCl + 3H2O \text{––––––>} Tl2O3 + 6H^+ + 2Cl^- + 4e$

$2NaClO + 2TlCl + H2O \text{––––––>} 2NaCl + Tl2O3 + 2H^+ + 2Cl^-$

la reazione redox senza NaOH porta alla formazione di HCl che reagisce con NaOH

$2HCl + 2NaOH \text{––––––>} 2NaCl + 2\,H2O$

- falsa redox (la reazione non comporta variazione di valenza ma solo precipitazione

(è sbagliato scrivere $Cr_2O_7^{2-} + 2\,e \longrightarrow 2CrO_4^{2}$ perché non è una ossidoriduzione e Cr è sempre a valenza 6)

$Cr_2O_7^{2-} + 2Ba^{++} + 2\,CH_3COO^{-} + H_2O \longrightarrow 2BaCrO_4\downarrow + 2\,CH_3COOH$

PROCEDURA PER REAZIONE REDOX (data 19.021996)

- scrivo la reazione come presentata (cioè non completa e non bilanciata)

$AB \rightarrow A + B$

$(NH4)2Cr2O7 \rightarrow Cr2O3 + N2$
$AX + BZ \rightarrow AY + BK.$

no……..

- verifico quale è l'ossidante e il riducente dai n° di ossidazione

(sapendo che ossidante + $e^- \rightarrow$ riducente)
ossidante A (valenza + alta) + elettroni $\rightarrow$ A (valenza + bassa)
+6 +3
$Cr2O7^{--} + e^- \rightarrow$
riducente B (valenza bassa o negativa) $\rightarrow$ B (valenza + alta)
-3 0
$(NH4)^+ \rightarrow N2 + e^-$

- scrivo le semireazioni dell'ossidante e riducente (ai reagenti aggiungo H^+ oppure H20 e elettroni in modo che le cariche si bilancino)

$Cr2O7^{--} + 8H^+ + 6e^- \rightarrow Cr2O3 + H20$

$(NH4)^+ \rightarrow N + 4H^+ + 3e^-$

- bilancio il n° di elettroni aggiunti e tolti; semplifico e sommo

$Cr2O7^{--} + \cancel{8H^+} + \cancel{6e^-} \rightarrow Cr2O3 + 4H20$
$2(NH4)^+ \rightarrow N2 + \cancel{8H^+} + \cancel{6e^-}$
———————————————
$Cr2O7^{--} + 2(NH4)^+ \rightarrow N2 + Cr2O3 + 4H2O$

Sistema veloce (poco sicuro) : osservo la reazione e spesso mancano H+ o H20 ; in questo caso H appariva a sinistra e non a destra , dunque era presumibile che a destra mancasse H2O

PROCEDURA PER REAZIONE REDOX(data 19.021996)

- scrivo la reazione come presentata (cioè non completa e non bilanciata)

$AB \rightarrow A + B$

……no……..
$AX + BZ \rightarrow AY + BK.$

$VO^{++} + MnO4^- \rightarrow HVO3 + Mn^{++}$

- verifico quale è l'ossidante e il riducente (sapendo che ossidante + $e^- \rightarrow$ riducente) dai numeri di ossidazione

ossidante A (valenza + alta) + elettroni $\rightarrow$ A (valenza + bassa)
+7 +2
$MnO4^- \rightarrow Mn^{++}$
riducente B (valenza bassa o negativa)$\rightarrow$ B (valenza + alta) + elettroni
+4 +5
$VO^{++} \rightarrow HVO3$

- scrivo le semireazioni dell'ossidante e riducente (ai reagenti aggiungo H^+ oppure H20 e elettroni

$MnO4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{++} + 4H2O$
$VO^{++} + 2H2O \rightarrow HVO3 + 3H^+ + e^-$

- bilancio il n° di elettroni aggiunti e tolti; semplifico e sommo

$MnO4^- + 8H^+ + \cancel{5e^-} \rightarrow Mn^{++} + 4H2O$
$5VO^{++} + 10H2O \rightarrow 5HVO3 + 15H^+ + \cancel{5e^-}$
———————————————
$5VO^{++} + MnO4^- + 6H2O \rightarrow Mn^{++} + 5HVO3 + 7H^+$

Sistema veloce (poco sicuro) : osservo la reazione e spesso mancano H+ o H20 ; in questo caso H appariva a destra , dunque era presumibile che a sinistra si dovesse aggiungere H2O o H+ ; non è facilmente intuibile se andasse aggiunto H2O o H+ (dalle due semireazioni si capisce che sono stati aggiunti entrambi).

PROCEDURA PER REAZIONE REDOX(data 19.021996)

5) scrivo la reazione come presentata (cioè non completa e non bilanciata)

$AB \rightarrow A + B$

……no……..
$AX + BZ \rightarrow AY + BK.$

$Bi(OH)_3 + Sn(OH)_3 \rightarrow Bi + Sn(OH)_6^{2-}$

6) verifico quale è l'ossidante e il riducente (sapendo che ossidante + $e^- \rightarrow$ riducente) dai numeri di ossidazione

ossidante A (valenza + alta) + elettroni → A (valenza + bassa)
+3 0
$Bi(OH)_3 \rightarrow Bi$
riducente B (valenza bassa o negativa) → B (valenza + alta)
+2 +8
$Sn(OH)_3^- \rightarrow Sn(OH)_6^{2-}$
7) scrivo le semireazioni dell'ossidante e riducente (ai reagenti aggiungo H^+ oppure H20 e elettroni

$Bi(OH)_3 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow Bi + 3H2O$

$Sn(OH)_3^- + 3H2O \rightarrow Sn(OH)_6^{2-} + 2e^- + 3H+$

4) bilancio il n° di elettroni aggiunti e tolti; semplifico e sommo
$2Bi(OH)_3 + 6H^+ + \cancel{6e^-} \rightarrow 2Bi + 6H2O$
$3Sn(OH)_3^- + 9H2O \rightarrow 3Sn(OH)_6^{2-} + \cancel{6e^-} + 9H+$

$2Bi(OH)_3 + 3Sn(OH)_3^- + 3H2O \rightarrow 3Sn(OH)_6^{2-} + 2Bi^- + 3H+$

Sistema veloce (poco sicuro) : osservo la reazione e spesso mancano H+ o H20 ; in questo caso si poteva pensare di bilanciare direttamente : la reazione poteva all'apparenza sembrare già bilanciata

PROCEDURA PER REAZIONE REDOX(data 08.01.1996)

8) scrivo la reazione come presentata (cioè non completa e non bilanciata)
AB → A + B
no……..
AX + BZ → AY + BK.
Al + NH4ClO4 → Al2O3 + AlCl3 + NO
9) verifico quale è l'ossidante e il riducente (sapendo che ossidante + e^- → riducente) dai numeri di ossidazione
ossidante A (valenza + alta) + elettroni → A (valenza + bassa)
+7 −1
$ClO4^- \rightarrow 3Cl^-$

riducente B (valenza bassa o negativa) → B (valenza + alta)
−3 +2
$NH4^+ \rightarrow NO$

0 +3
$Al \rightarrow Al^{3+}$
10) scrivo le semireazioni dell'ossidante e riducente (ai reagenti aggiungo H^+ oppure H20 e elettroni)
$ClO4^- + 8H^+ + 6e^- \rightarrow Cl^- + 4H2O$
$NH4^+ + H2O \rightarrow NO + 6H^+ + 5e^-$
$3Al + 3H2O \rightarrow Al2O3 + Al^{3+} + 6H^+ + 9e^-$
4) bilancio il n° di elettroni aggiunti e tolti; semplifico e sommo

$3ClO4^- + 24H^+ + 24e \longrightarrow 3Cl^- + 12H2O$
$Al \longrightarrow Al^{+++} + 3\ e$
$2Al + 3H2O \longrightarrow Al2O3 + 6H^+ + 6\ e$
$3NH4^+ + 3H2O \longrightarrow 3NO + 18H^+ + 15e$

$3ClO4^- + 3Al + 3NH4^+ \longrightarrow 3Cl^- + 6H2O + Al2O3 + Al^{+++} + 3NO$

OBIETTIVO REAZIONI REDOX
Completa e bilancia le seguenti reazioni

- (8/1/1996) $Al + NH4ClO4 \longrightarrow Al2O3 + Al\ Cl3 + NO$
  $ClO4^- \longrightarrow Cl^-$ (+7 ⟶ −1) devo aggiungere e
  $Al \longrightarrow Al^{+++}$ (0 ⟶ +3) devo togliere e
  $NH4^+ \longrightarrow NO$ (−3 ⟶ +2) " "
  Aggiungo H+ o H2O per bilanciare
  $ClO4^- + 8H^+ + 8e \longrightarrow Cl^- + 4H2O$
  $Al \longrightarrow Al^{+++} + 3\ e$
  $2Al + 3H2O \longrightarrow Al2O3 + 6H^+$
  $NH4^+ + H2O \longrightarrow NO + 6\ H^+ + 5\ e$
  Moltiplico per 3 per avere 3Cl per ogni Al e per 3 NH4+ per bilanciare e
  $3ClO4^- + 24H^+ + 24e \longrightarrow 3Cl^- + 12H2O$
  $Al \longrightarrow Al^{+++} + 3\ e$
  $2Al + 3H2O \longrightarrow Al2O3 + 6H^+ + 6\ e$
  $3NH4^+ + 3H2O \longrightarrow 3NO + 18H^+ + 15e$

  $3ClO4^- + 3Al + 3NH4^+ \longrightarrow 3Cl^- + 6H2O + Al2O3 + Al^{+++} + 3NO$

- (8/1/1996) $Fe(OH)2 + H2O2 \longrightarrow Fe(OH)3$
  $H202 + H^+ \longrightarrow H2O$ (-1 ⟶ -2)
  $Fe(OH)2 \longrightarrow Fe(OH)3$ (+2 ⟶ +3)
  $H202 + 2H^+ + 2e \longrightarrow 2H2O$

$Fe(OH)2 + H2O \longrightarrow Fe(OH)3 + H^+ + e$

$H202 + 2H^+ + 2e \longrightarrow 2H2O$

$2Fe(OH)2 + 2H2O \longrightarrow 2Fe(OH)3 + 2H^+ + 2e$

$2Fe(OH)2 + H202 \longrightarrow 2Fe(OH)3$

- (8/1/1996) $(NH4)2Cr2O7 \longrightarrow Cr2O3 + N2$

  $Cr2O7^{--} \longrightarrow Cr2O3$ (+6 $\longrightarrow$ +3)

  $NH4^+ \longrightarrow N2$ (-3$\longrightarrow$ 0)

  $Cr2O7^{--} + 4H^+ + 2e \longrightarrow Cr2O3$

  $NH4+ \longrightarrow N2 + 4H^+ + 3e$

  $Cr2O7^{--} + 8H^+ + 6e \longrightarrow Cr2O3 + 4\ H2O$

  $2NH4^+ \longrightarrow N2 + 8H^+ + 6e$

  $Cr2O7^{--} + 2NH4^+ \longrightarrow Cr2O3 + 4\ H2O + N2$

- (13.01.1999) $Cu + HNO3 \longrightarrow Cu(NO3)2 + NO$

  $HNO3 \longrightarrow NO$ (+5$\longrightarrow$ +2)

  $Cu \longrightarrow Cu++$ (0 $\longrightarrow$ +2)

  $HNO3 + 3H+ + 3e \longrightarrow NO + 2H2O$

  $Cu \longrightarrow Cu++ + 2e$

  $2HNO3 + 6H+ + 6e \longrightarrow 2NO + 4H2O$

  $3Cu \longrightarrow 3Cu^{++} + 6e$

  $HNO3 \longrightarrow NO3^- + H+$

  $3Cu^{++} + 6NO3^- \longrightarrow 3Cu(NO3)2$

  $8HNO3 + 3Cu \longrightarrow 2NO + 4H2O + 3Cu(NO3)2$

- (13.01.1999) $Hg2HPO4 + Au + Cl^- \longrightarrow Hg + H2PO4^- + AuCl4^-$

  $Hg^+ \longrightarrow Hg$ (+1$\longrightarrow$ 0)

  $Au \longrightarrow Au^{+++}$ (0$\longrightarrow$ +3)

  $Hg2HPO4 + H^+ + 2e \longrightarrow 2Hg + H2PO4^-$

  $Au + 4\ Cl^- \longrightarrow AuCl4^- + 3e$

  $3Hg2HPO4 + 3H^+ + 6e \longrightarrow 6Hg + 3H2PO4^-$

  $2Au + 8\ Cl^- \longrightarrow 2AuCl4^- + 6e$

  $3Hg2HPO4 + 3H^+ + 2Au + 8\ Cl^- \longrightarrow 6Hg + 3H2PO4^- + 2AuCl4^-$

- (13.01.1999) pentossido di iodio + monossido di carbonio $\longrightarrow$ biossido di carbonio + iodio

  $I_2O_5 + CO \longrightarrow CO_2 + I_2$

  $I2O5 \longrightarrow I2$ (+5 $\longrightarrow$ 0)

  $CO \longrightarrow CO_2$ (+2$\longrightarrow$ +4)

  $I_2O_5 + 10H+ + 10e \longrightarrow I_2 + 5H_2O$

  $CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + 2H+ + 2e$

  $I_2O_5 + 10H+ + 10e \longrightarrow I2 + 5H2O$

  $5CO + 5H_2O \longrightarrow 5CO_2 + 10H+ + 10e$

  $I2O5 + 5CO \longrightarrow I2 + 5CO2$

- (05.01.1999)

  $I_2 + KOH \longrightarrow KIO_3 + K\ I$

  $I_2 \longrightarrow I^-$ ((0$\longrightarrow$ – 1)

  $I_2 \longrightarrow IO_3^-$ ((0$\longrightarrow$ +5)

  $12KOH + 12H^+ \longrightarrow 12K^+ + 12H2O$

  $5I_2 + 10K^+ + 10e \longrightarrow 10KI$

  $I_2 + 2K^+ + 6H2O \longrightarrow 2KIO_3 + 12H^+ + 10e$

  $12KOH + 6I_2 \longrightarrow 2KIO_3 + 10KI + 6H2O$

- (05.02.1999)

  $TlCl + NaClO + NaOH \longrightarrow Tl2O3 + NaCl$

  $NaClO \longrightarrow NaCl$ (+1 $\longrightarrow$ –1)

  $Tl\ Cl \longrightarrow Tl\ 2O3$ (+1$\longrightarrow$ +3)

  $2NaClO + 4H^+ + 4e \longrightarrow 2NaCl + 2H2O$

  $2TlCl + 3H2O \longrightarrow Tl2O3 + 6H^+ + 2Cl^- + 4e$

  $2NaOH + 2Cl^- \longrightarrow 2NaCl + 2\ OH^-$

  $2\ OH^- + 2H^+ \longrightarrow 2H2O$

  $2NaClO + 2TlCl + 2NaOH + \longrightarrow 4NaCl + H2O + Tl2O3$

PROBLEMA :
in una soluzione sono presenti contemporaneamente ioni Cu ++ e Zn ++ e metallo Cu e Zn .Come evolverà la eventuale reazione ?Come si calcola il peso equivalente?
controllo la tavola dei potenziali standard di riduzione che è scritta generalmente dai più ossidanti ai più riducenti
forte ossidante + e $\longrightarrow$ riducente
Cu ++ + e $\longrightarrow$ Cu
Zn ++ + e $\longrightarrow$ Zn
Debole ossidante + e $\longrightarrow$ riducente
Dunque le semireazioni saranno : Cu ++ + 2e $\longrightarrow$ Cu ; Zn$\longrightarrow$ Zn ++ + 2e
Il PE Cu ++ = PM/2 ;

Problema : ——————————————————————-

- quali prodotti dalla reazione:

$MnO4^- + H2O2 + H^+ \longrightarrow$

- quali semireazioni nella reazione :

$MnO4^- + H2O2 + H^+ \longrightarrow Mn^{++} + H2O + O2$

$2MnO4^- + 16H^+ + 10e \longrightarrow 2Mn^{++} + 2H2O$
$5H2O2 \longrightarrow 10H^+ + 5O2 + 10e$,
$2MnO4^- + 5H2O2 + 6H^+ \longrightarrow 2Mn^{++} + 8\ H2O + 5\ O2$

- prova a scrivere la reazione completa :

$2KMnO4 + 5H2O2 + 3H2SO4 \longrightarrow K2SO4 + 2MnSO4 + 8\ H2O + 5\ O2$
o anche
$2KMnO4 + 5H2O2 + 4H2SO4 \longrightarrow 2\ KHSO4 + 2MnSO4 + 8\ H2O + 5\ O2$

problema ——————————————————permanganato e ossalato di sodio

- completa e bilancia $MnO4^- + C2O4^{--} + H2O \longrightarrow Mn^{++} CO3^{--} + H^+$

$MnO4^- + 8H^+ + 5e \longrightarrow Mn^{++} + 4H2O$
$C2O4^{--} + 2H2O \longrightarrow 2CO3^{--} + 4H^+ + 2e$
$2MnO4^- + 16H^+ + 10e \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H2O$
$5C2O4^{--} + 10H2O \longrightarrow 10CO3^{--} + 20H^+ + 10e$
$2MnO4^- + 5C2O4^{--} + 2H2O \longrightarrow 2Mn^{++} 10CO3^{--} + 4H^+$
trascrivi informa non ionica
$2KMnO4 + 5Na2C2O4 + 2H2O \longrightarrow 2Mn^{++} 10CO3^{--} + 4H^+ + 2\ K^+$
$2KMnO4 + 5Na2C2O4 + 2H2O \longrightarrow 2MnCO3 + K2CO3 + 5Na2CO3 + 2\ H2CO3$

- e se fosse proposta la reazione :

$MnO4^- + C2O4^{--} + H^+ \longrightarrow Mn^{++} + CO2^{--} + H2O$
Le semireazioni saranno
$MnO4^- + 8H^+ + 5e \longrightarrow Mn^{++} + 4H2O$
$C2O4^{--} \longrightarrow 2CO2 + 2e$
$2MnO4^- + 16H^+ + 10e \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H2O$
$5C2O4^{--} \longrightarrow 10CO2 + 10e$,
$2MnO4^- + 16H^+ + 5C2O4^{--} \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H2O + 10\ CO2$
trascrivi in forma non ionica
$2KMnO4 + 8\ H2SO4 + 5K2C2O4 \longrightarrow 2Mn\ SO4 + 6\ K2SO4 + 8H2O + 10\ CO2$

problema ——————————————
nella reazione
$Cr2O7^{2-} + 2Ba^{++} + 2\ CH3COO^- + H2O \longrightarrow 2BaCrO4 + 2\ CH3COOH$

$Cr2O7\ 2- + 2\ e \longrightarrow 2CrO4\ 2$