

COLLANA
COMPLEMENTI D'ESAME

DOTT. SERGIO SILVA

OSSIDORIDUZIONI

III EDIZIONE

1966

Dr. Sergio Silva



O S S I D O R I D U Z I O N I



-- P R E F A Z I O N E --

In queste dispense gli studenti potranno trovare tutto quanto occorre per riuscire a capire e risolvere ogni tipo di ossido riduzione.

A questo scopo abbiamo pensato che fosse utile partire dalle prime nozioni di chimica analitica per arrivare gradualmente alle ossido riduzioni.

- - - - -

4.

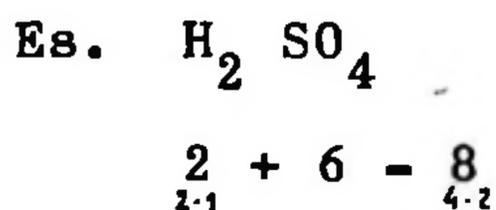
VALENZA

E' la capacità dell'atomo di un elemento di combinarsi con uno o più atomi di idrogeno o di cloro.

La valenza è positiva rispetto all'ossigeno è negativa rispetto all'idrogeno.

HCl	Cl	-	H	metallo monovalente
H ₂ O	O	-	2H	" bi "
NH ₃	N	-	3H	" tri "
CH ₄	C	-	4H	" tetra "

E' da notare che nei composti binari gli elementi si uniscono in ugual numero di valenze, nei composti ternari la somma delle valenze dei primi due elementi è uguale alla valenza del terzo elemento.



Se un metallo ha valenza maggiore di quattro si comporta da metalloide.

OSSIDI - metallo + O

metallo monovalente	-	Protossido Na ₂ O
" bi "	-	Ossido Ca ² O
" tri "	-	Sesquiossido Al ₂ O ₃
" tetra "	-	biossido Mn O ₂ ² ₃

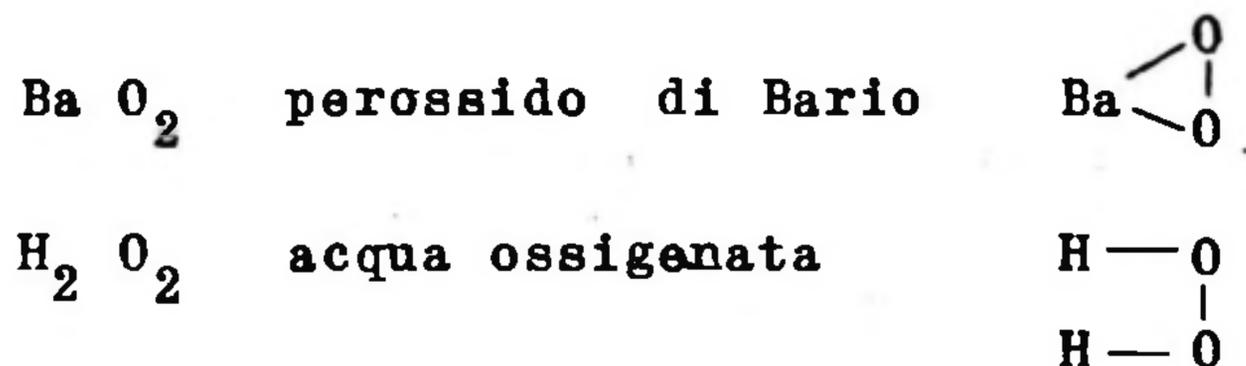
OSSIDI SALINI rapporto 3/4

Mn ₃ O ₄	ossido salino di manganese
Pb ₃ O ₄	" " " piombo
Fe ₃ O ₄	" " " ferrp

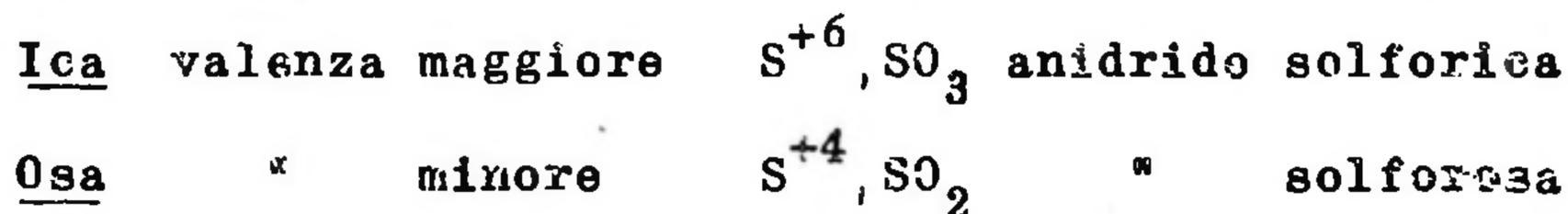
N.B. - Nei primi due, due atomi di Mn e Pb sono bivalenti mentre uno è tetraivalente. Nel terzo due atomi di Fe sono trivalenti e uno è bivalente.

PEROSSIDI

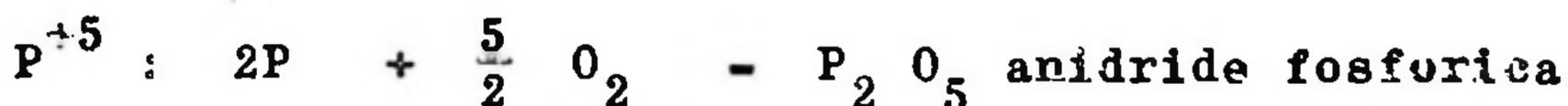
Ossidi nella cui molecola due atomi di ossigeno si scambiano una valenza. Si ha cioè un legame per ossido.



ANIDRIDE metalloide + O



Ricordando che i metalli che hanno valenza maggiore di quattro si comportano come metalloidi si ha che per il fosforo



Altri esempi:

Ca⁺² : ha in atto 2 valenze positive, quindi bisogna pensare al composto ossigenato: CaO ossido di calcio

Fe⁺³ : Fe₂ O₃ sesquiossido di ferro

S⁺⁶ : SO₃ anidride solforica

6.

Cl^{-1} : ha in atto una valenza negativa quindi esiste come composto idrogenato
HCl acido cloridrico

S^{-2} : H_2S acido solfidrico

C^{+4} : CO_2 anidride carbonica

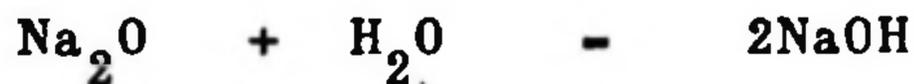
C^{-4} : CH_4 metano

IDRATI metallo + OH^- (monovalente)

Na^+ : NaOH idrossido di sodio

Ca^{+2} : $\text{Ca}(\text{OH})_2$ " " calcio

Gli ossidi hanno tendenza a reagire con l'acqua e a formare così gli idrossidi.



ACIDI $\left\{ \begin{array}{l} \text{idracidi H + metalloide (composti binari)} \\ \text{ossiacidi H + metalloide+O (" ternari)} \end{array} \right.$

HCl acido cloridrico (idrico) idracidi

H_2S " solfidrico

H_2SO_4 " solforico (ico) val. magg.

H_2SO_3 " solforoso (oso) " ossiacidi
min. /

N.B. - Uso dei prefissi IPO - PER

Cl^{+7}	:	HClO_4	acido perclorico
Cl^{+5}	:	HClO_3	" clorico
Cl^{+3}	:	HClO_2	" cloroso
Cl^{+1}	:	HClO	" ipocloroso

Quando sono della forma meta non si mette niente

Quindi

PER - valenza massima

IPO - " minima

Bisogna notare che i metalloidi hanno valenza pari o dispari.

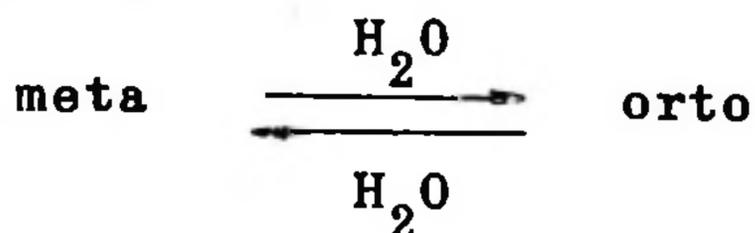
Metalloidi valenza pari $\left\{ \begin{array}{l} \text{H}_2 \text{ (forma meta)} \\ \text{H}_4 \text{ (forma orto)} \end{array} \right.$

Cioè la formula comincia con un numero pari di atomi di H.

Esempio : Acido metasilicico $\text{Si}^{+4} \text{H}_2\text{SiO}_3$
 acido orto silicico H_4SiO_4

N.B. - La molecola della forma orto contiene sempre una molecola di più di H_2O della forma meta.

Si può quindi passare dalla forma meta alla forma orto aggiungendo una molecola di H_2O alla meta o viceversa.



8.

metalloidi valenza dispari $\begin{cases} \text{H} & \text{(meta)} \\ \text{H}_3 & \text{(orto)} \end{cases}$

Cioè la formula comincia con un numero dispari di atomi di H.

Esempio: Acido metafosforico P^{+5} HPO_3
 acido ortofosforico H_3PO_4

Esempio generico:

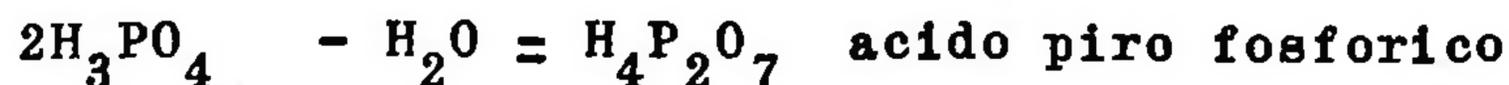
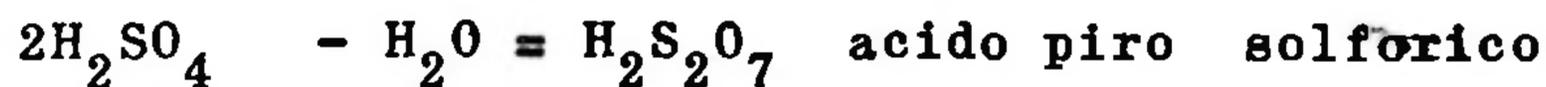
(OSO) Cr $+3$ $\begin{cases} \text{HCrO}_2 & \text{acido meta cromoso} \\ \text{H}_3\text{CrO}_3 & \text{" orto "} \end{cases}$

(ICO) Cr $+6$ $\begin{cases} \text{H}_2\text{CrO}_4 & \text{" meta cromoico} \\ \text{H}_4\text{CrO}_5 & \text{" orto "} \end{cases}$

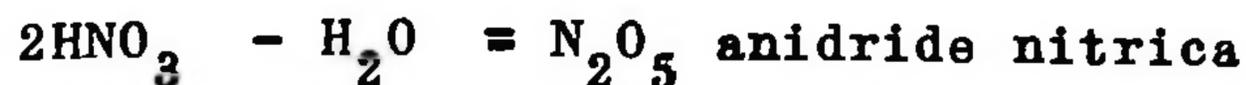
ACIDI — Piroacidi

Si ottengono per eliminazione di una molecola di acqua da due molecole di ossiacido che abbia due o tre atomi di H per molecola. (cioè riscaldando)

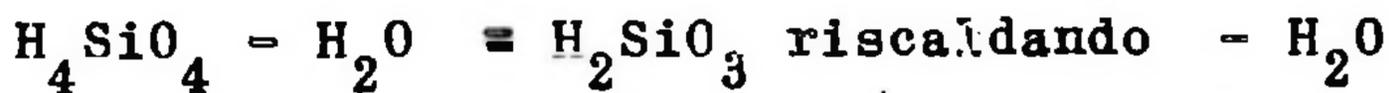
Esempio:



N.B. - Quelli che hanno un solo atomo di H non danno un piroacido infatti

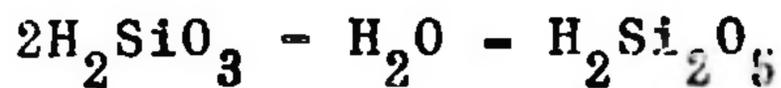


E allora in generale



acido
orto silicico

meta



acido piro-silicico

N.B. - La forma orto è più indicata per As e P
per gli altri è più indicata la forma meta.
(da ricordarsi per le ossido riduzioni).

FORMULE DI STRUTTURA

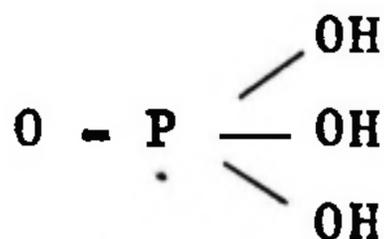
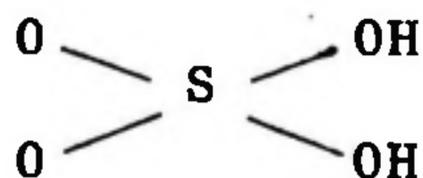
Da ricordare che

gli acidi contengono tanti gruppi ossidrili quanti sono gli atomi di H.

Un acido si dice mono, bi, tri, basico a seconda che contenga 1, 2, 3, atomi di H con proprietà acidi.

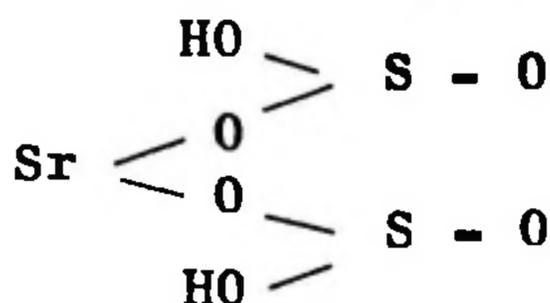
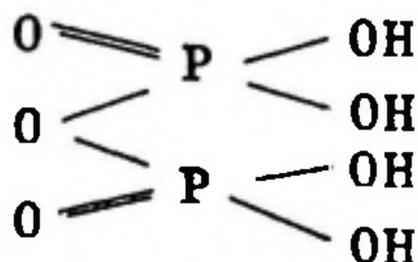
H_2SO_4 acido solforico

H_3PO_4 acido fosforico



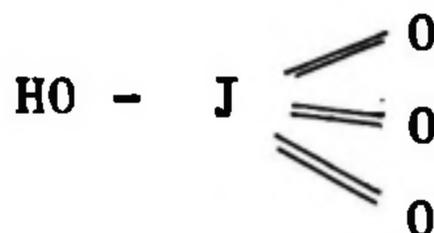
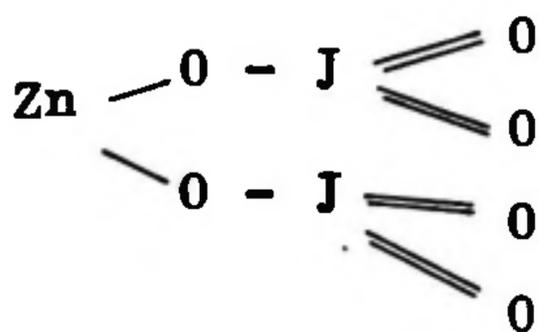
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

$\text{Sr}(\text{HSO}_3)_2$ bisolfito di stronzio

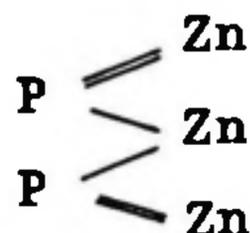
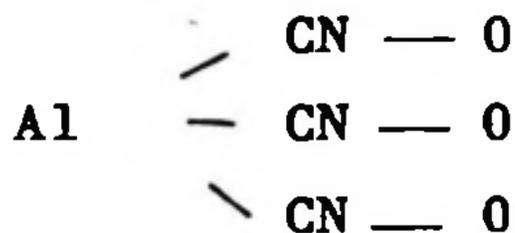


10.

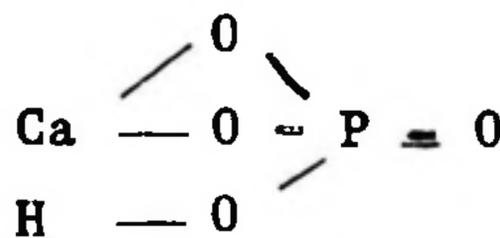
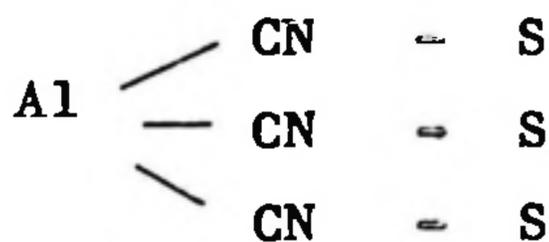
Zn (JO₃)₂ iodato di zinco HJO₄ acido periodico



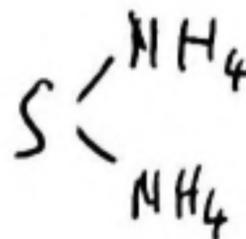
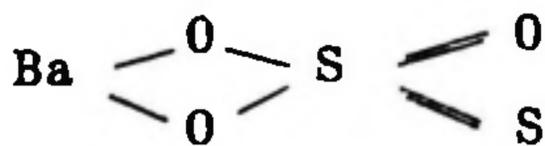
Al (CNO)₃ cianato d'alluminio Zn₃P₂ fosfuro di zinco



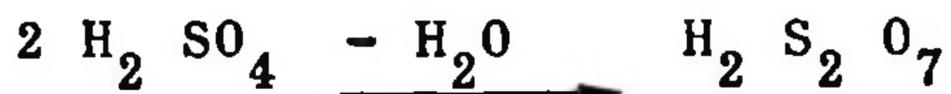
Al(CNS)₃ solfocianato di Al. Ca H PO₄ bisfosfato di calcio



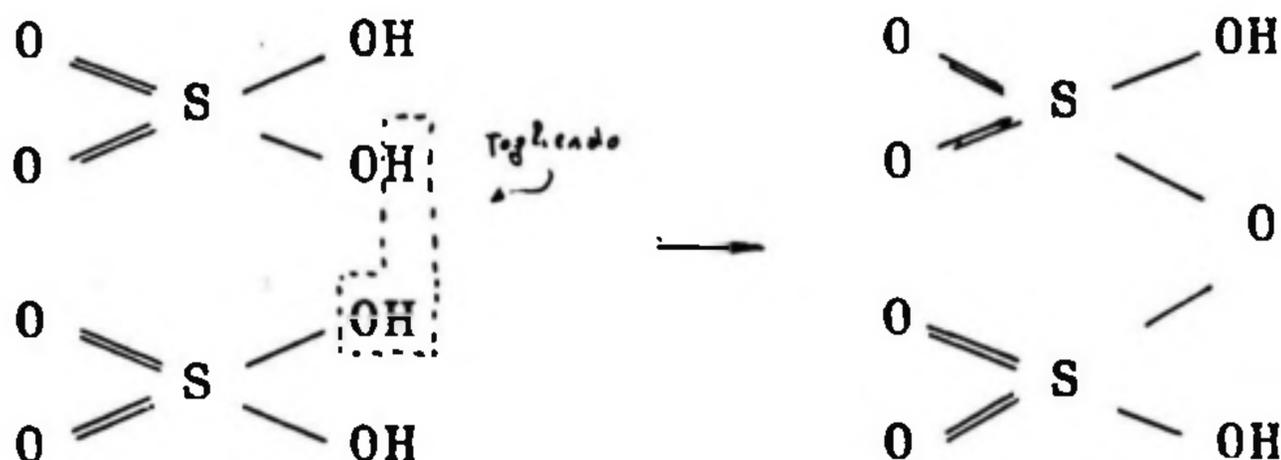
Ba S₂O₃ Tiosolfato di Ba. (NH₄)₂S solfuro di ammonio



Vediamo come avviene questa trasformazione

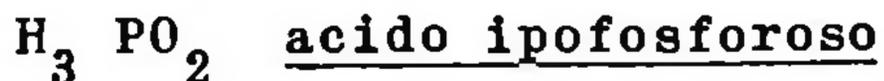


attraverso la formula di struttura



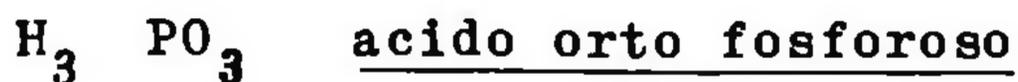
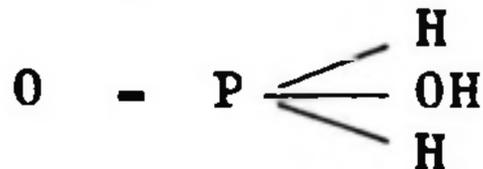
ECCEZIONI

Fanno eccezione nella formula di struttura due acidi del fosforo

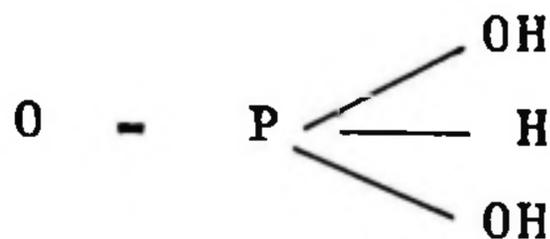


La valenza del fosforo sembra 1 ma non lo è e i gruppi ossidrilici sono solamente uno.

Dalla formula di struttura si vede invece che il fosforo è sempre pentavalente.



sperimentalmente si è notato che contiene solo due OH^- .

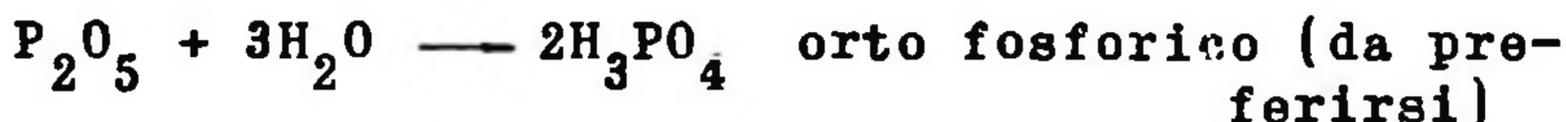
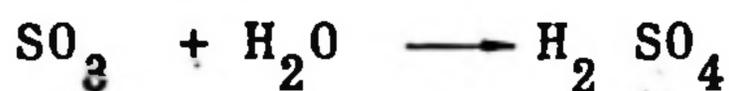


12.

REAZIONI TRA OSSIDIACIDI

Gli anidridi in presenza di H₂O danno gli ossiacidi corrispondenti alla valenza del metalloide.

Esempio:



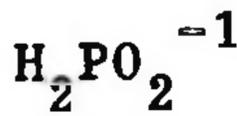
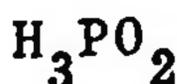
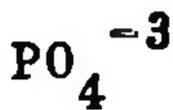
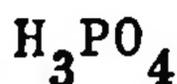
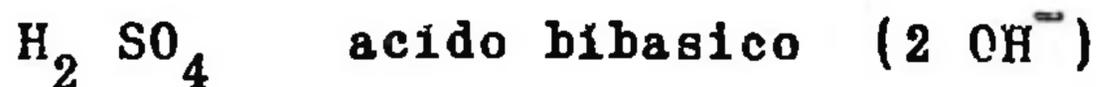
NB Si può usare la forma meta o la forma orto senza sbagliare ma il P, As e Cr⁺³ preferiscono la forma orto.

RADICALI SALINI O RESIDUI ALOGENICI

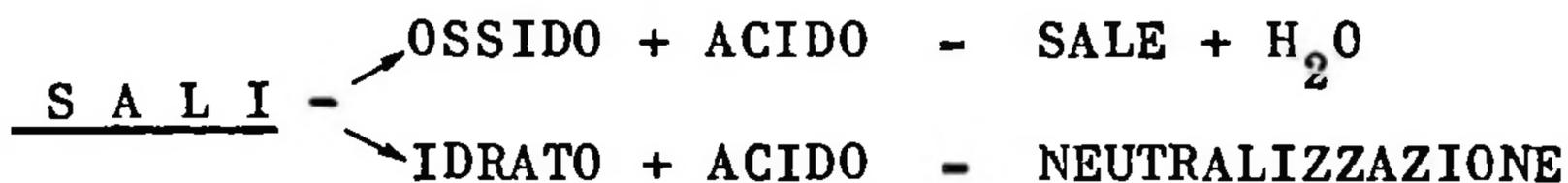
Sono parti di molecole di acidi sono cioè ciò che rimane di una molecola di acido quando si tolgono gli atomi di H.

Negli ossiacidi hanno proprietà acide solo gli atomi di H contenuti come ossidrili.

Esempio:



radicali salini



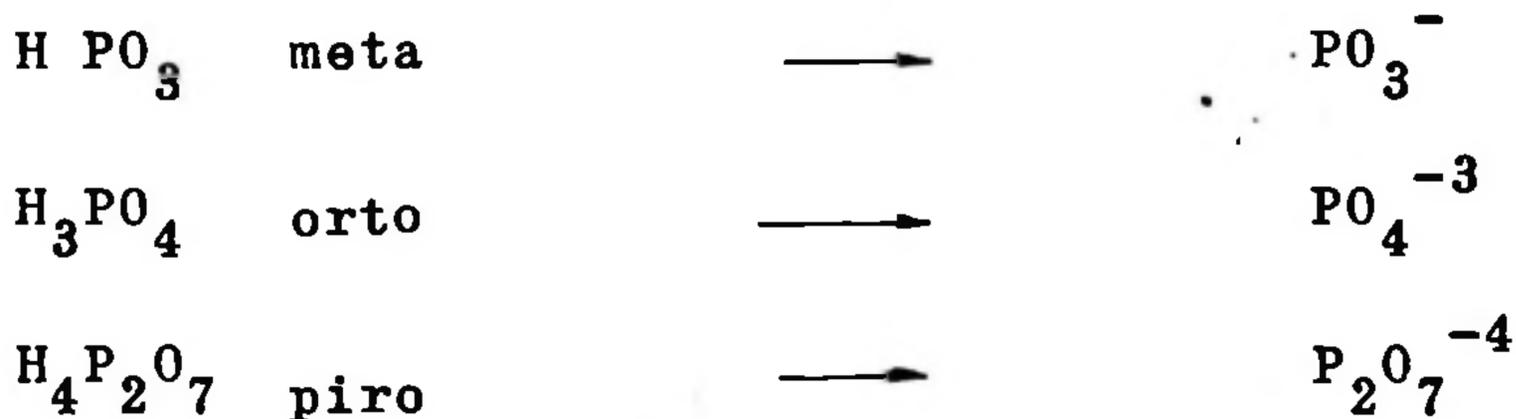
I sali si possono avere da idracidi o ossiacidi.

<u>IDRACIDI</u>	HCl acido cloridrico	NaCl cloruro di sodio
	H_2SO_4ico	Na_2SO_4solfato
<u>OSSIACIDI</u>	H_2SO_3oso	Na_2SO_3solfito

Esempio:

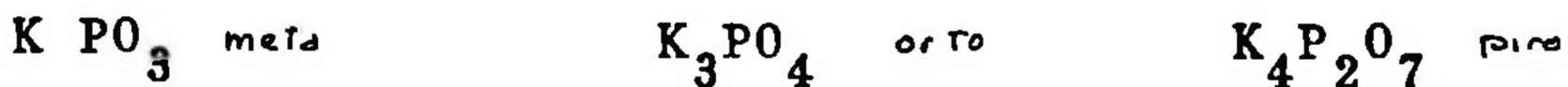
Vediamo i sali che si ottengono dal P^{+5} :

Si forma l'acido nelle diverse forme, poi si individuano i radicali salini :



e infine si uniscono con il metallo che si vuole.

Per esempio: con il K^{+1} si ha



14.

Esempio:

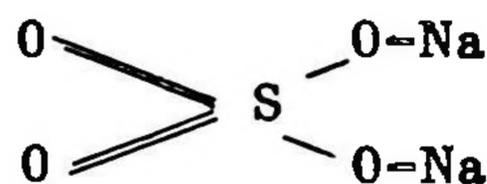
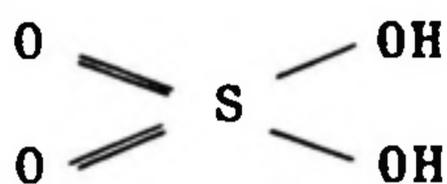


N.B. - Il SiO_2 è attaccabile solo dall' HF.

FORMULE DI STRUTTURA DEI SALI

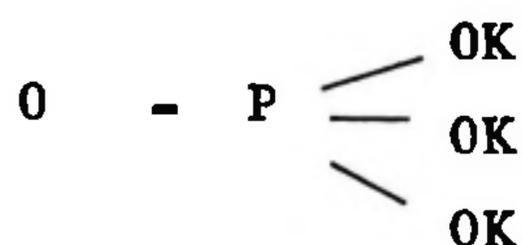
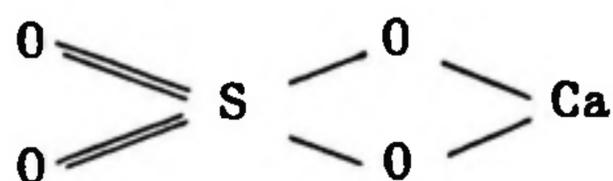
Na_2SO_4 solfato di sodio

Si scrive prima la formula di struttura dell'acido da cui proviene. In questo caso H_2SO_4 quindi il Na sostituisce l'H.

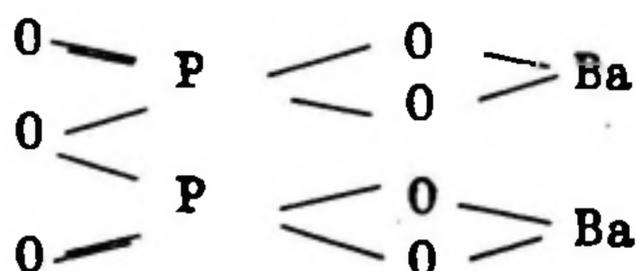


CaSO_4 solfato di calcio

K_3PO_4 orto fosfato di potassio



$\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$ piro fosfato di bario



SALI COMPLESSI

I metalli alcalini e alcalini terrosi non danno sali complessi, questi sono formati da metalli che hanno le orbite interne non sature e che le completano sfruttando coppie di elettroni appartenenti ad anioni o anche a molecole neutre; come NH_3 , H_2O .

Il metallo dispone di un certo numero di valenze secondarie detto numero di coordinazione o valenza di campo.

Questo numero di coordinazione è uguale a 6 per quei metalli che hanno o possono avere valenza 3, per esempio il ferro, è uguale a 4 per tutti gli altri.

Diamo adesso una regola pratica per ricavare i sali complessi:

Il ferro può avere valenza 2 o 3. Se si chiede del ferro cianuro ferroso, in generale si comincia col considerare le prime due parole: ferro cianuro e si scrive $\text{Fe}(\text{CN})_6$ dove il 6 è il numero di coordinazione di cui si è parlato prima.

Poi bisogna ricordare che avendo scritto ferro cianuro significa che il ferro sta a valenza 2 altrimenti sarebbe stato ferri cianuro.

Ora, si può formare tutto il sale scrivendo



Tenendo presente che il 2 davanti al Fe è stato posto ragionando così;

la valenza fornita dalla parte dentro le quadre è data dal numero di coordinazione meno la valenza del ferro con cui è legato il cianuro; verrebbe quindi di 4 ma il ferro fuori parentesi quadre ha valenza 2 (ferroso) e allora....

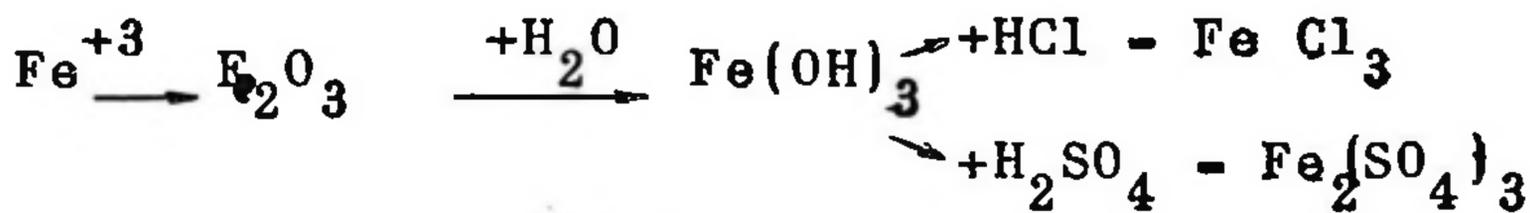
16.

Esempi di sali complessi:

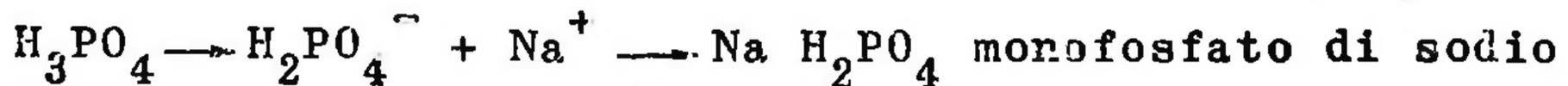
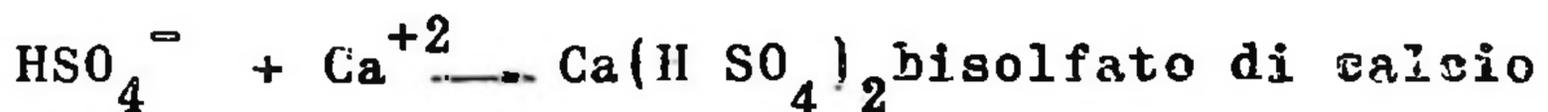
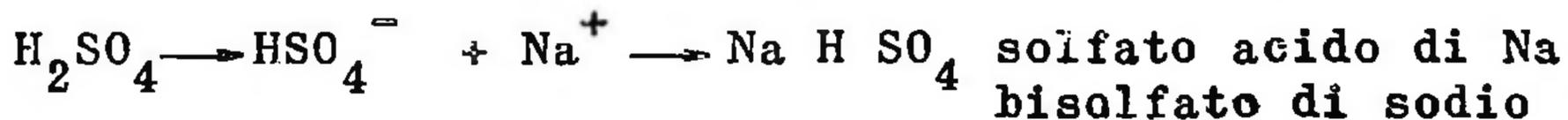
Ferro cianuro ferroso	$\text{Fe}_2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
Ferro cianuro ferrico	$\text{Fe}_4 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$	3
Ferri cianuro ferroso	$\text{Fe}_3 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$	2
Ferri cianuro ferrico	$\text{Fe} [\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
Ferro cianuro di potassio	$\text{K}_4 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
Ferri cianuro di potassio	$\text{K}_3 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
Ferro cianuro di calcio	$\text{Ca}_2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
Cobalti nitrito di sodio	$\text{Na}_3 [\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	
Solfato di cromo esammino	$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]_2 (\text{SO}_4)_3$	
Iodio mercuriato di potassio	$\text{K}_2 [\text{Hg}(\text{I})_4]$	
Solfocianato ferroso	$\text{Fe} (\text{CNS})_2$	
Cloruro di cromo esammino	$\text{Cl}_3 [\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]$	
Cupr ^o solfocianato di ammonio	$(\text{NH}_4)_2 [\text{Cu}(\text{CNS})_4]$	
Solfato di cupr ^o tetrammina	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$	
Boro fluoruro di potassio	$\text{K} [\text{B F}_4]$	
Cloruro di argento diammina	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Cl}$	

METODO DI NEUTRALIZZAZIONE

Qualunque idrato in presenza di acido deve sempre reagire e dare un sale: neutralizzazione significa quindi reazione tra un acido e una base.

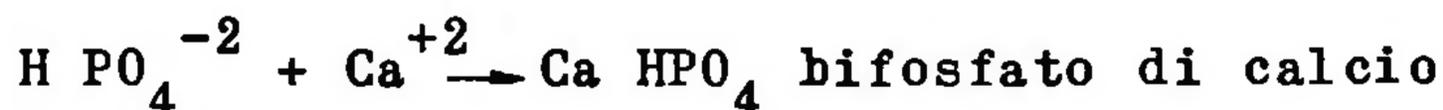
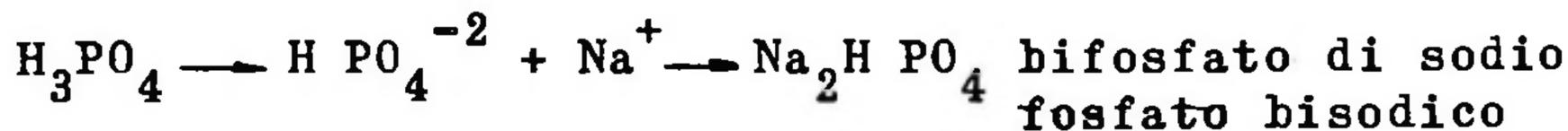
SALI ACIDI

Se l'acido contiene almeno due atomi di H nella sua molecola la sostituzione del metallo è parziale.

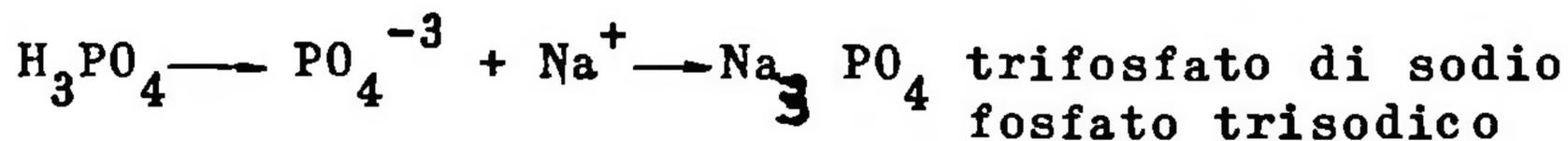


N.B. = Per far vedere che è stato sostituito un solo atomo per molecola, si mette un prefisso mono. Se invece sono due gli atomi di H sostituiti si mette il prefisso bi.

18.

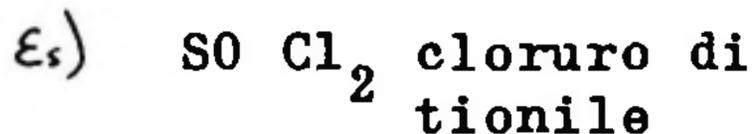
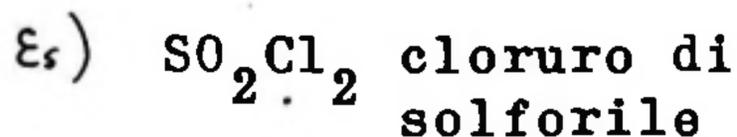
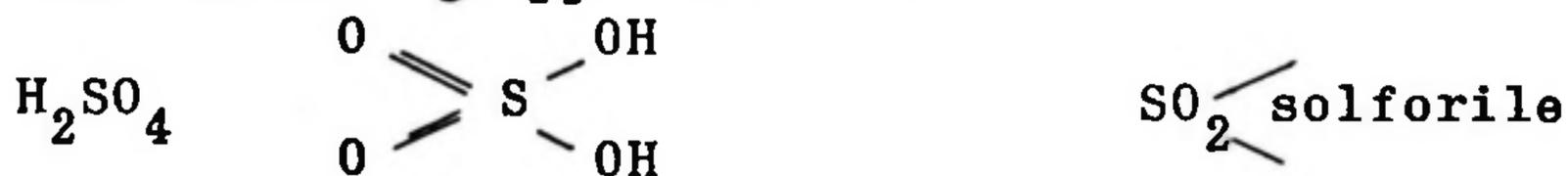


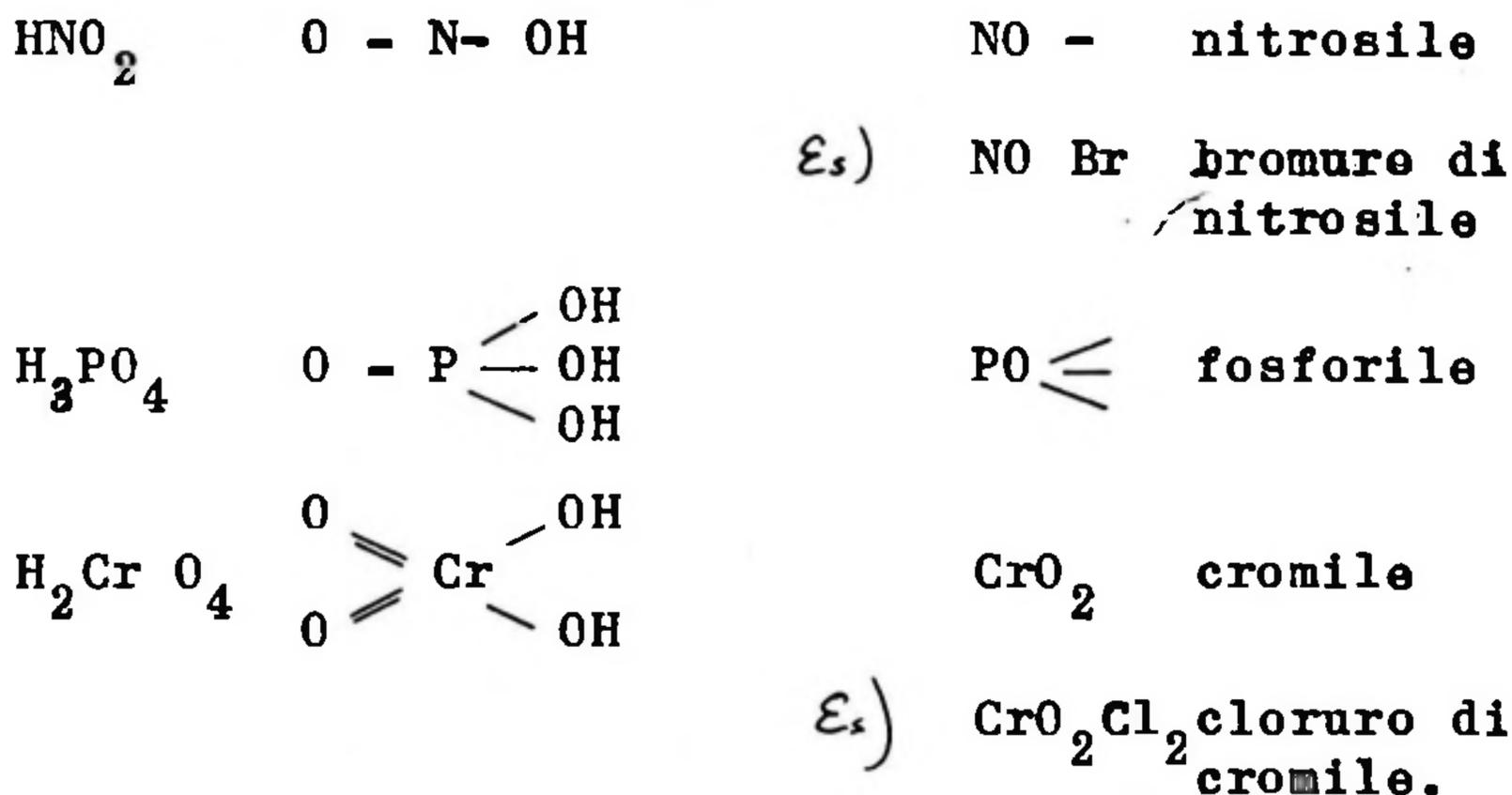
E allora se l'acido ha due atomi di H, il prefisso bi indica la sostituzione di un solo atomo di H per molecola, mentre se l'acido ha 3 o 4 atomi di H, il prefisso tri indica la sostituzione di 2 atomi di H per molecola.



RADICALI ACIDI

E' ciò che resta della molecola di un ossiacido dopo aver tolto i gruppi ossidrili.





SISTEMA PERIODICO

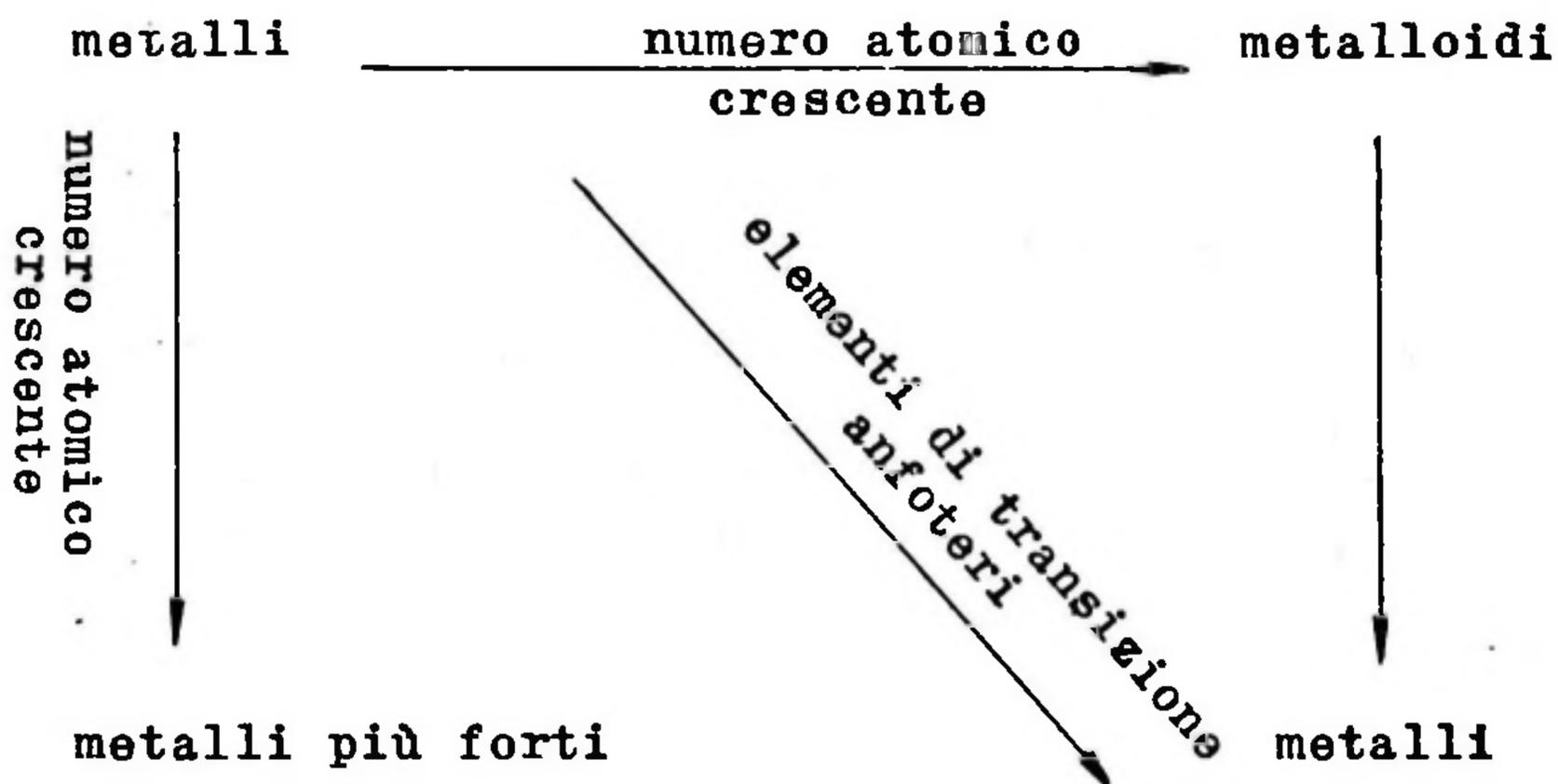
Il numero atomico è l'unico elemento che ci permette di creare un criterio distintivo tra gli elementi. Il sistema più razionale è quello che ordina gli elementi secondo la loro struttura elettronica.

(quello riportato qui sotto è un riassunto del vero sistema periodico ma è da notare che per i nostri scopi e per spiegare le cose seguenti è più che sufficiente. Non bisogna quindi prenderlo alla lettera, ma ritenerlo puramente indicativo.)

Le proprietà chimiche dipendono dal numero degli elettroni, quindi gli elementi che hanno lo stesso numero di elettroni, hanno stesse proprietà chimiche. I gruppi si suddividono in sottogruppi che hanno proprietà chimiche diverse, pur avendo uguale numero di elettroni nell'ultima orbita.

Periodo	G r u p p o								
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0
I per.			H			He			
II "	Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
III "	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar
IV "	K	Ca							
		Sr			As		Br	(FeCo Ni) ₂ ³	Kr
		Ba			Sb		J		Xe
					Bi			Pt	
	Cu ₂ ¹	Zn		Sn		Cr ₆ ³	Mn		
	Ag	Cd		Pb					
	Au	Hg ₂ ¹							

In ogni periodo si inizia con un metallo e si termina con un metalloidè. Ciò con l'aumentare del numero atomico diminuiscono le proprietà metalliche che sono sostituite da quelle metalloidiche. In ogni gruppo con l'aumentare del numero atomico aumentano le proprietà metalliche (vedi figura).



La valenza massima di un elemento rispetto all'ossigeno coincide con il numero di ordine del gruppo al quale appartiene. Quelli del primo gruppo, per esempio, hanno valenza uno rispetto all'ossigeno tranne il Cu che può avere valenza 1 e 2.

Così quelli del 2° e 3° gruppo, tranne il Hg che ha valenza 1 e 2.

Quelli del 4° gruppo hanno valenza massima 4 e una altra calando di 2.

Quelli del 5° gruppo hanno valenza 5, 3, 1, eccezione fatta per l°N che ha valenza 1, 2, 3, 4, 5.

Quelli del 6° gruppo hanno valenza 6, 4, 2, eccetto il Cr che ha valenza 6 e 3, e il Mn che ha 7, 6, 4, 3, 2.

Quelli del 7° gruppo hanno valenza 7, 5, 3, 1.

Quelli dell'8° gruppo hanno valenza 2, 3 e non 8 come sembrerebbe.

22.

Rispetto all'H quelli del 1°, 2°, 3° e 4° gruppo hanno rispettivamente valenza 1,2,3,4.

Dal 5° gruppo vanno calando, cioè quelli del 5° hanno valenza 3, e così via.

Esempio : il 5° gruppo comincia con un metalloide (N) finisce con un metallo (Bi), se poi comincia con un metallo il gruppo finisce con un metallo con proprietà metalliche ancora maggiori.

5° gruppo :

N	gas	} metalloidi			
P	solido				
As	aspetto metallico			P_2O_5	} anidridi
				P_2O_3	
Sb	metallo			P_2O	ossido
Bi	metallo più forte				

Da cui si vede che:

Le proprietà di un elemento sono funzioni della propria valenza.

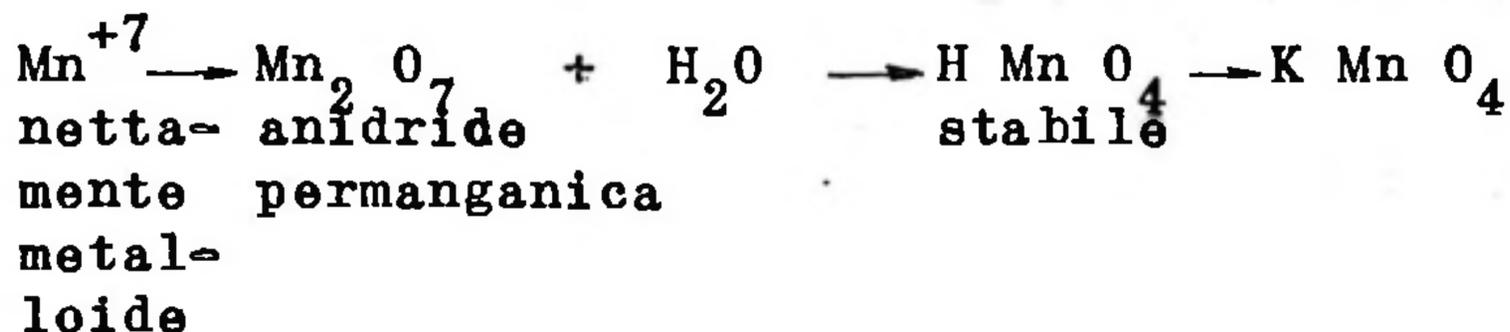
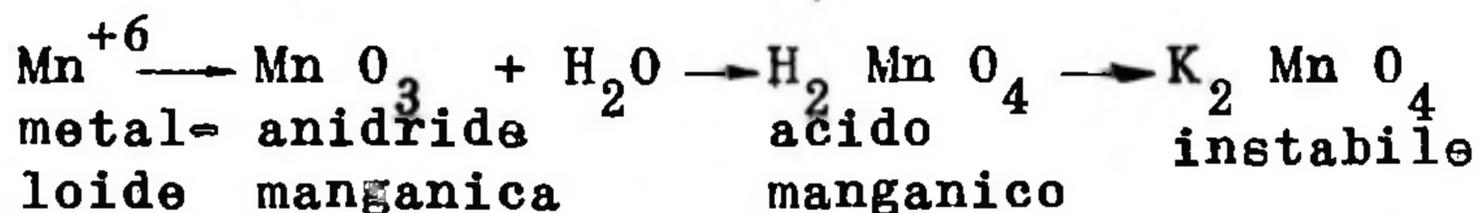
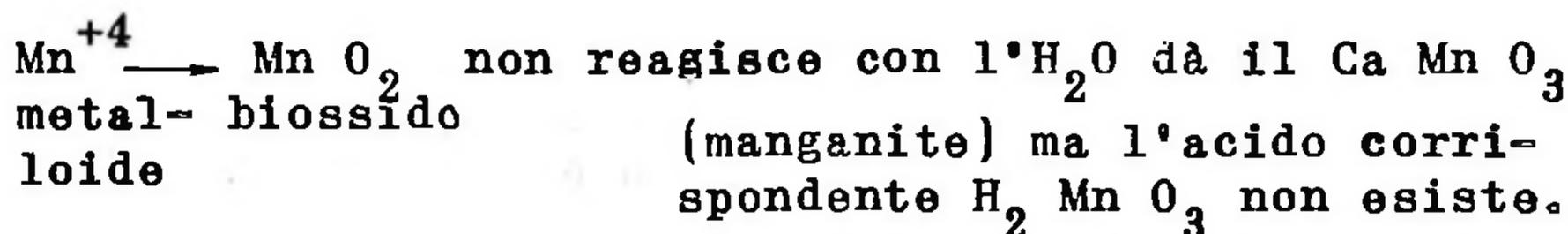
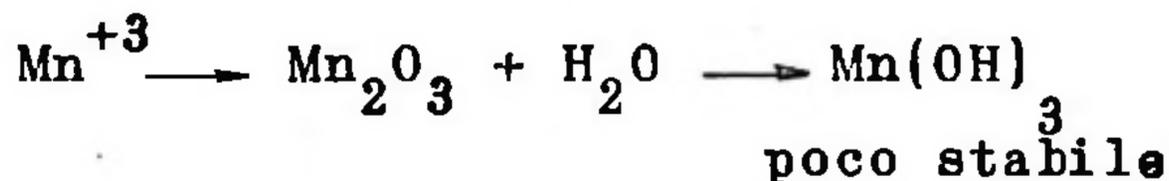
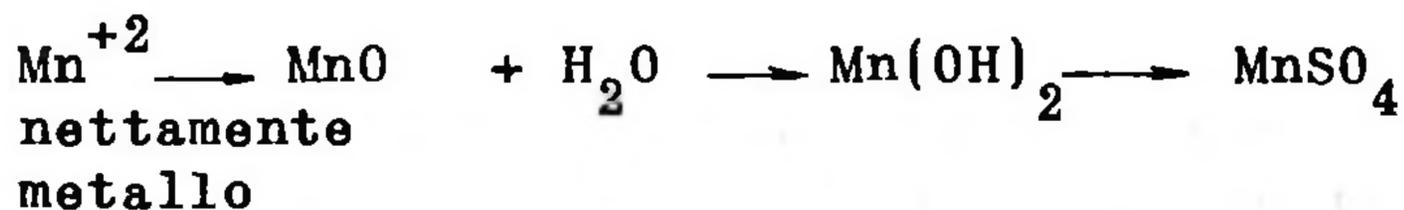
Valenza minore - proprietà metallica
valenza maggiore - proprietà metalloidiche

Per esempio: il ferro ha valenza 2,3: a valenza 2 ha proprietà metalliche maggiori che a valenza 3.

Fe^{+2} $Fe(OH)_2$ idrossido più forte (più solubile)
 Fe^{+3} $Fe(OH)_3$ " meno forte (meno ")

Altro esempio:

Il manganese ha diversi composti secondo la valenza.



NB: Tutto quanto detto sopra è importantissimo ai fini della risoluzione
delle ossido riduzioni

DISSOCIAZIONE ELETTROLITICA

E' quel fenomeno caratterizzato dalla scissione in joni degli elementi provocata dall'acqua nella quale la sostanza è disciolta perchè l'acqua ha una grande costante dielettrica.

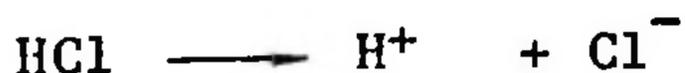
$$\text{Dalla } F = \frac{1}{4\pi\epsilon} \cdot \frac{q^+ q^-}{d^2} \quad \begin{array}{l} \epsilon_{\text{vuoto}} = 1 \\ \epsilon_{\text{H}_2\text{O}} = 80 \end{array}$$

Si vede che nell'acqua la forza di attrazione con la quale gli ioni si attraggono è 80 volte minore

$$F_{\text{H}_2\text{O}} = 1/80 F_{\text{vuoto}}$$

Le molecole disciolte nell'acqua sono indebolite dalla costante dielettrica e un po' dal movimento del liquido. Questo fenomeno avviene non solo nell'acqua ma anche in elementi che hanno costante dielettrica più grande.

La dissociazione elettrolitica può avvenire pure in acetone o alcool etilico, ma le sostanze di solito sono poco solubili in questi solventi, quindi la dissociazione elettrolitica si definisce come se avvenisse solo nell'acqua.

ELETTROLISI DI ACIDI

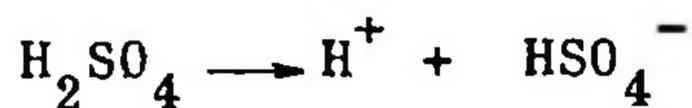
nell'H₂O non esistono molecole di H Cl ma solo gli ioni di H e Cl.

I° Esempio -

H_2SO_4 bisogna distinguere $\left\{ \begin{array}{l} \text{diluito molta } H_2O \text{ poco acido} \\ \text{concent. poca } H_2O \text{ molto "} \end{array} \right.$

Quando è diluito si ha: $H_2SO_4 \longrightarrow 2 H^+ + SO_4^{-2}$

Quando è concentrato libera un solo atomo di H^+

II° Esempio

H_3PO_4 acido debole $\rightleftharpoons 3 H^+ + PO_4^{-3}$

Quando ci sono due frecce vuol dire che la reazione non è completa, cioè la formula scritta prima rimane in parte inalterata.

III° - Esempio

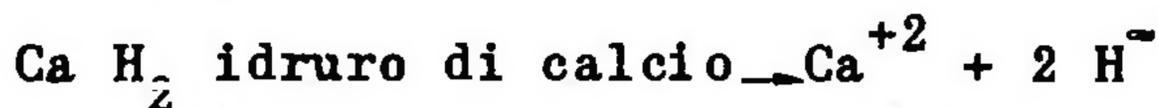
$CH_3 - COOH$ acido organico. $\rightleftharpoons H^+ + CH_3 COO^-$

Gli acidi organici sono caratterizzati dal gruppo carbossile che dà proprietà acide.

ACIDO - E' quindi ogni sostanza che in soluzione acquosa si decompone liberando ione di H positivi.

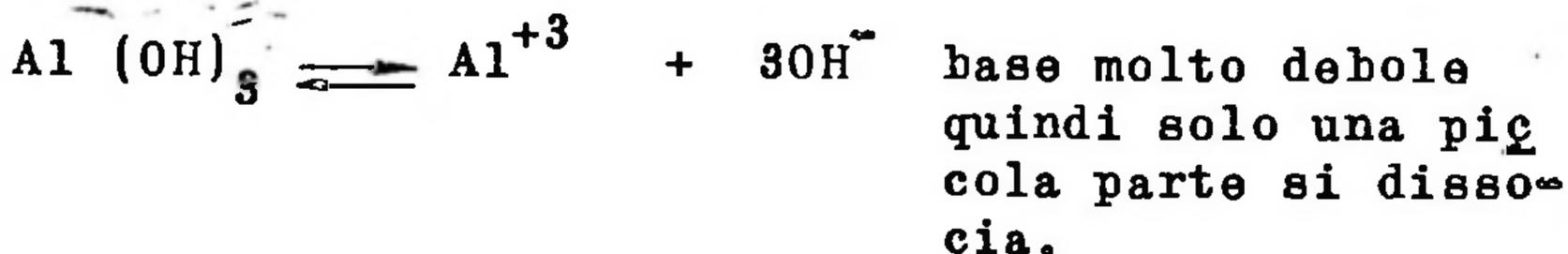
26.

N.B. - Gli idruri non sono acidi perchè liberano ioni di idrogeno negativi.



ELETTROLISI DI IDRATI

Nell'acqua non esistono gli idrati.



IDRATI Sono quei composti che in soluzione acquosa si decompongono liberando gruppi ossidrili (negativi)..

ELETTROLISI DEI SALI

I sali sciolti nell'H₂O liberano ioni metallici positivi e radicali salini negativi.



Le formule dei sali nell'acqua non esistono quindi i sali nell'acqua sono sempre completamente dissociati.

ELETTROLITI

Sono tutte le sostanze che subiscono il fenomeno di dissociazione.

elettroliti $\begin{cases} \nearrow \text{forti} & - \text{molto dissociati (sali)} \\ \searrow \text{deboli} & - \text{poco dissociati} \end{cases}$

GRADO DI DISSOCIAZIONE ELETTROLITICA

E' il rapporto tra il numero delle molecole dissociate e il numero delle molecole iniziali.

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ molecole dissociate}}{\text{n}^\circ \text{ molecole iniziali}}$$

oppure è il rapporto tra le moli (essendo proporzionali).

Troviamo il valore minimo e massimo di α

Consideriamo n molecole

n molecole $\begin{cases} \nearrow \text{val.max} & \text{tutte dissociate} & - & \frac{n}{n} & - & 1 \\ \searrow \text{val.min.} & \text{nessuna dissociata} & - & \frac{0}{n} & - & 0 \end{cases}$

$$0 \leq \alpha \leq 1$$

IDRATI ANFOTERI

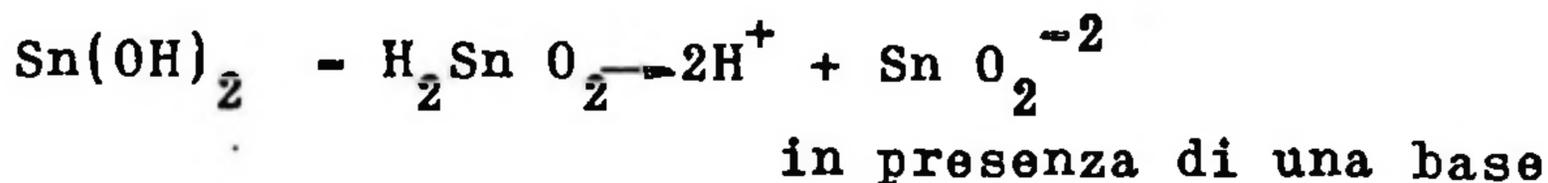
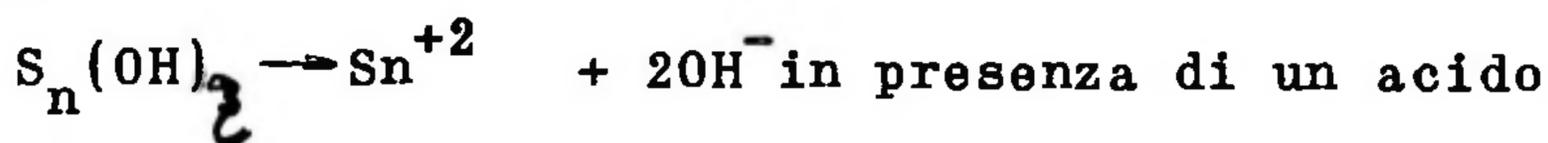
Gli idrati di alcuni elementi si possono dissociare anche come acidi, cioè prevale la forma basica se in presenza di acidi, mentre prevale la forma acida se in presenza di basi.

Sono anfoteri gli idrati dei seguenti elementi: (La tabella qui riportata si riferisce al nostro quadro precedente - vedi sistema periodico).

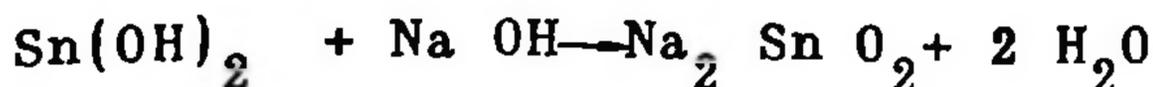
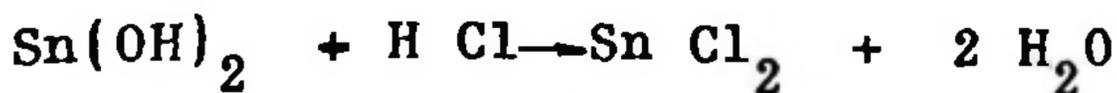
Gruppo	II	III	IV	V	VI
	Zn	B	Si	P	
	Al	Sn	As		
		Pb	Sb		Cr

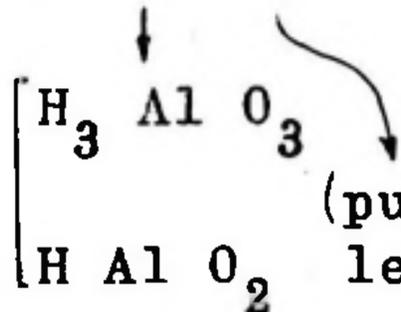
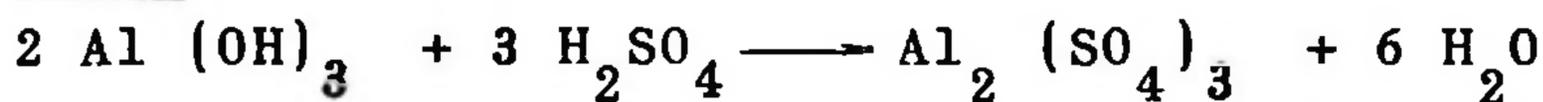
Bisogna notare che gli elementi del V° e VI° gruppo, sono anfoteri solo a valenza + 3.

Esempio :

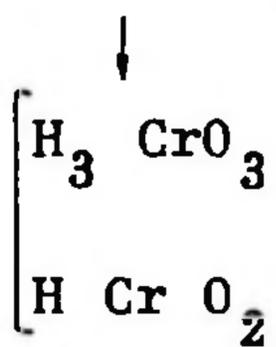
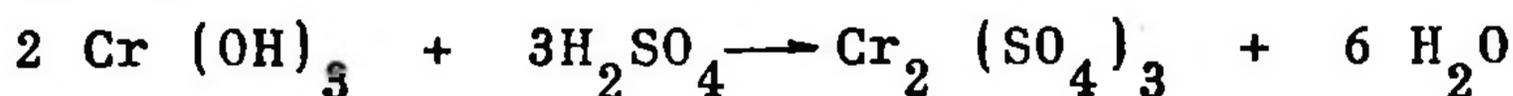


Infatti H_2SnO_2 può dare ioni idrogeno positivi.



Esempio

(può dare tutte e due le forme: è preferibile la forma meta se della base ce n'è poca.)

Esempio

(se dell'idrato ce n'è poco, si può anche prendere la forma meta, cioè H CrO_2 , invece che $\text{H}_3 \text{ CrO}_3$ come abbiamo fatto.)

OSSIDAZIONE

Il riducente è quel composto che prende l'ossigeno fornito dall'ossidante: subisce quindi il fenomeno di ossidazione (cioè si ossida) acquistando ossigeno. In conclusione il riducente ha perso elettroni.

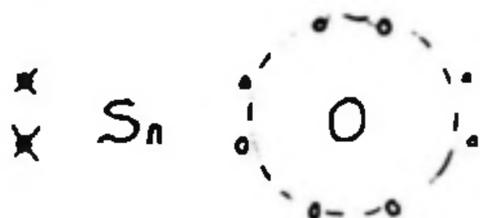
OSSIDAZIONE E' LA REAZIONE NELLA QUALE UN ELEMENTO PERDE ELETTRONI.

Esempio : Lo SnO in presenza di ossigeno dà

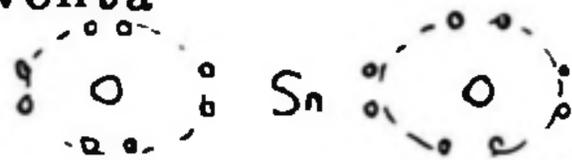


Cioè è passato da + 2 a + 4 perdendo due elettroni.

Spieghiamo : Lo stagno ha quattro elettroni nell'ultima orbita e tende a perderli: due li ha già persi con l'ossigeno nella forma SnO, in quanto l'ossigeno ne manca di due nell'ultima orbita (ne ha solo 6), quindi, ha solo due valenze in atto.



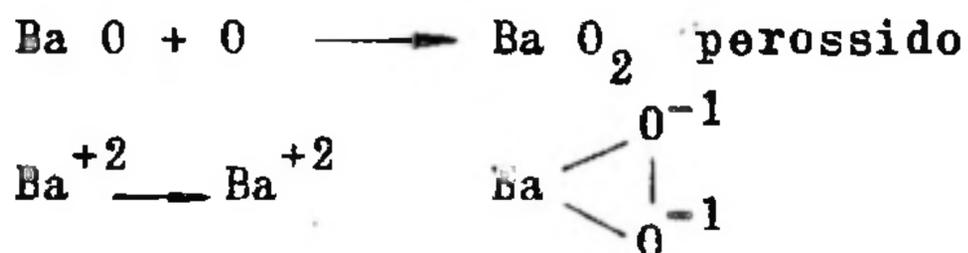
Infine diventa



e quindi si vede che veramente



Fa eccezione il Ba O. Questo a 500 gradi reagisce con ossigeno e dà un perossido.



i due elettroni che perde a favore dell'atomo di ossigeno, nell'ossidazione vanno a uno e all'altro, quindi non è una ossidazione in quanto non c'è perdita di elettroni.

RIDUZIONE

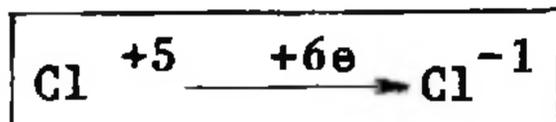
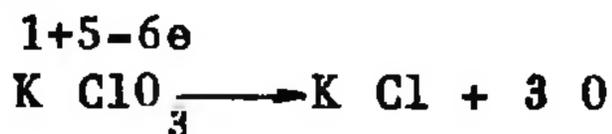
L'ossidante è quel composto che fornisce ossigeno. subisce quindi il fenomeno di riduzione (cioè si riduce) perdendo ossigeno.

In conclusione, l'ossidante ha acquistato elettroni

LA RIDUZIONE E' LA REAZIONE NELLA QUALE UN ELEMENTO ACQUISTA ELETTRONI.

Esempio:

nel K ClO_3 il Cl sta a + 5; se lo facciamo reagire si ha



N.B. - Il Cl^{-1} è molto attivo perchè è momentaneamente atomico.

32.

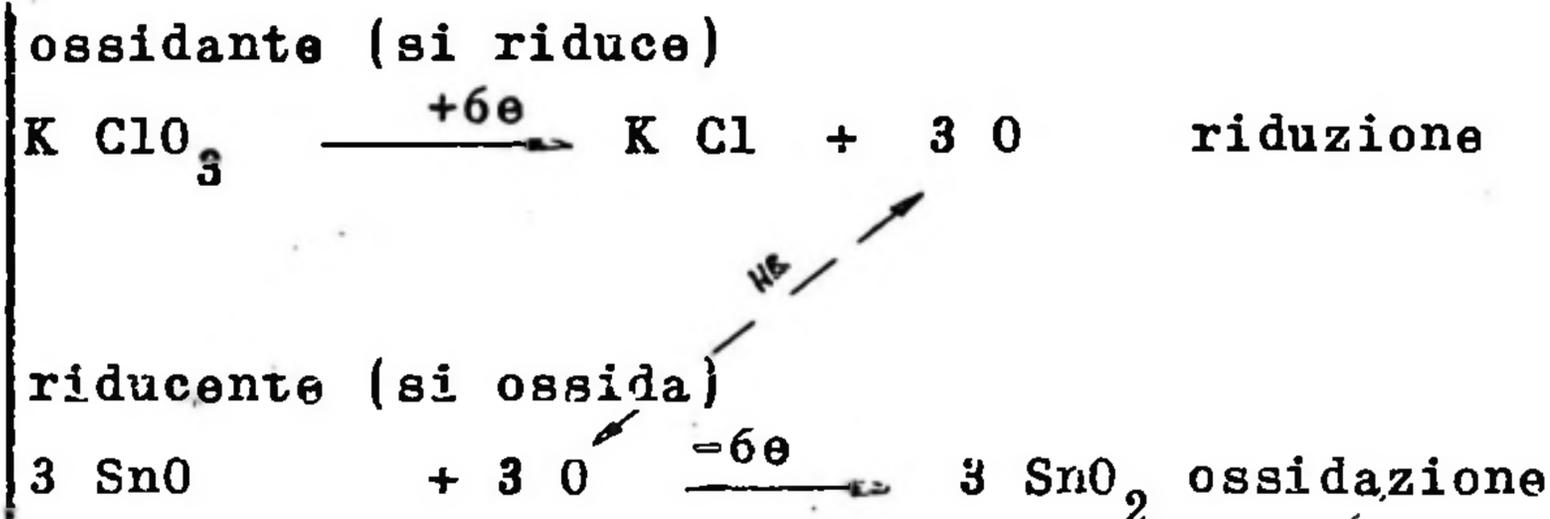
Nel nuovo composto K Cl il cloro sta a -1. Per andare da + 5 a - 1 il cloro ha dovuto dunque acquistare 6 elettroni.

La valenza negativa è data dal numero degli elettroni mancanti per arrivare a 8.

RIASSUMENDO

Sostanze ossidanti sono quelle che si decompongono e sviluppano ossigeno nascente che reagisce con le sostanze presenti provocando l'ossidazione.

Sostanze riducenti sono quelle che sottraggono ossigeno ad altre sostanze e provocano la riduzione.

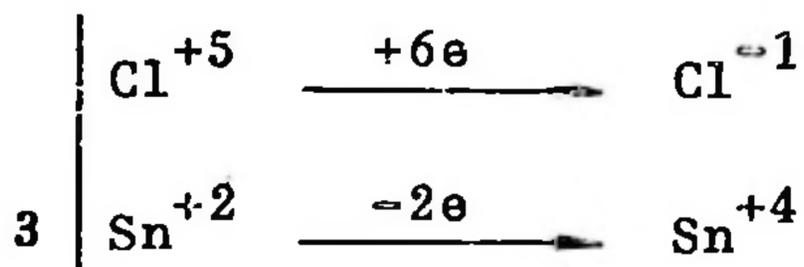


La seconda reazione può avvenire in quanto c'è un'altra sostanza che fornisce l'ossigeno.

Quindi il K ClO₃ facilita la riduzione del primo

fa quindi da riducente.

Dal punto di vista elettronico si ha :



Poichè nelle ossido riduzioni tanti sono gli elettroni perduti e tanti sono quelli acquistati, bisogna fare il bilancio in modo che il numero di elettroni persi e acquistati sia lo stesso.

O S S I D A N T I P R I N C I P A L I

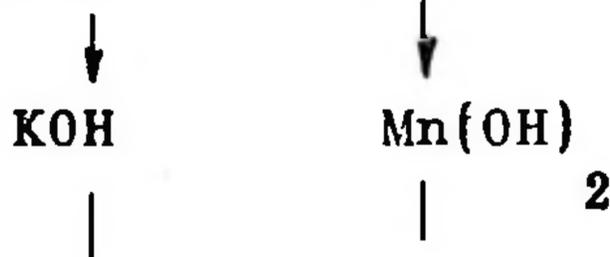
I) K Mn O₄ permanganato di potassio

Ha un comportamento diverso a seconda che nell'acqua si trovi un acido o una base:

La reazione tipica del permanganato, che si deve imparare a memoria, è la seguente:



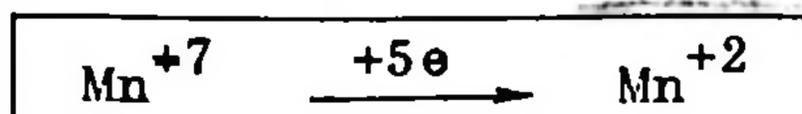
con l'acqua diventa



se l'ambiente è acido con H₂SO₄



Il Mn nel KMnO₄ ha valenza + 7, nel MnO ha valenza + 2, vuol dire che ha perso 5e. Cioè si ha



In ambiente acido il Mn passa da + 7 a + 2 acquistando 5e.

34.

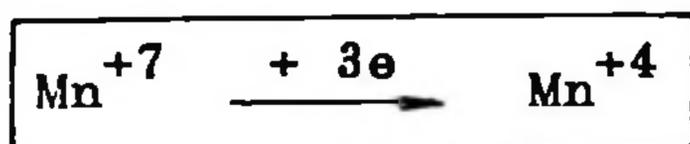
Se l'ambiente è alcalino



in presenza di acqua

KOH

rimane
inalterato

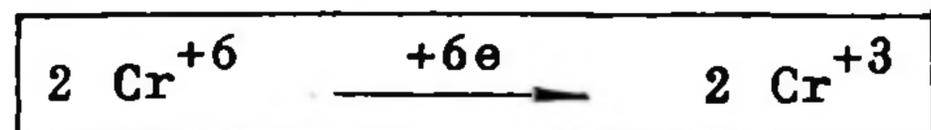


in ambiente basico il Mn passa da + 7 a + 4 acquistando 3e.

II°) $\text{K}_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7$ bicromato di potassio

(sarebbe un pirocromato ma pur inesattamente è di solito chiamato così).

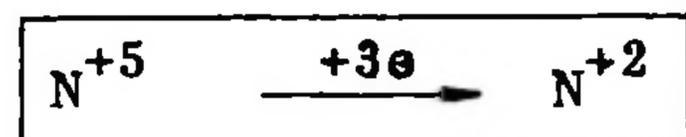
In qualsiasi ambiente si ha:



per qualunque composto del Cr che lo contiene a + 6 si ha che passa da + 6 a + 3.

III) HNO₃ acido nitrico

in qualunque soluzione dà la seguente reazione



IV) Alogeni

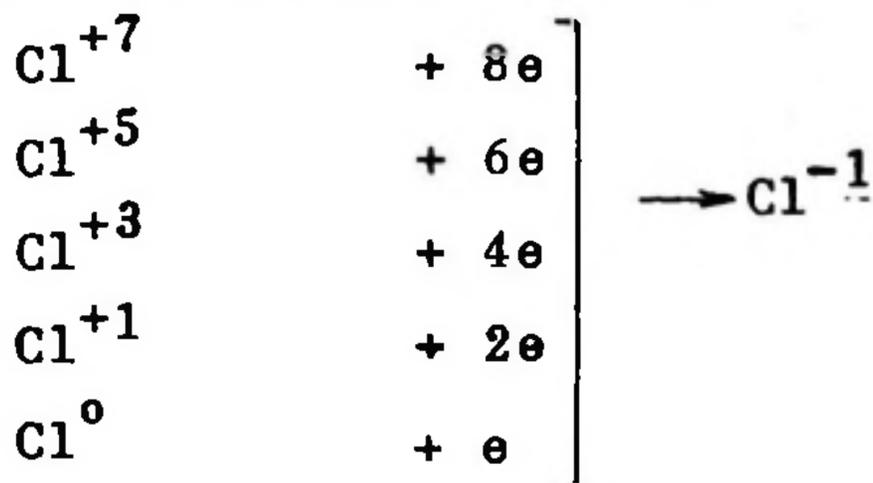
F_2	Cl_2	Br_2	J_2
↓	↓	↓	↓
19	35,5	80	127
peso atomico			

Sono buoni ossidanti. Questo potere decresce aumentando il peso atomico.

Questa proprietà permane inalterata nei composti: per esempio il K ClO_3 è più forte ossidante di

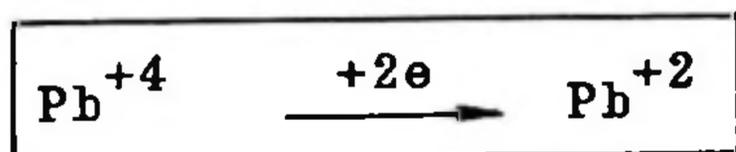
K JO_3 .

Tutti gli alogeni si comportano in modo da passare a valenza - 1. Cioè acquistando tanti elettroni quanti ne mancano per arrivare a - 1.



36.

V) PbO_2 biossido di piombo - PbO + 0



VI) Gli ossidi del Mn sono forti ossidanti

VII) Gli alogeni ossidano il tiosolfato al massimo grado, in particolare lo J dà il tetrathionato.

R I D U C E N T I P R I N C I P A L I

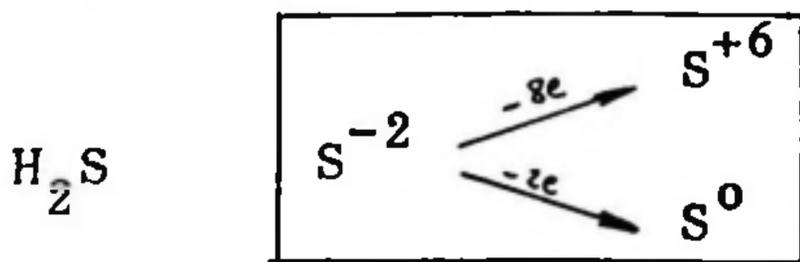
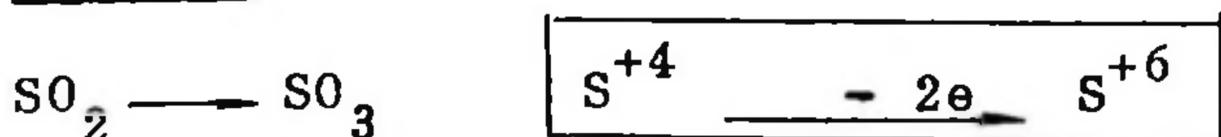
Sono buoni riducenti i composti dei seguenti elementi:

S, Sn, As, P, e J

quando abbiamo un riducente, si deve passare al massimo grado, cioè l'ossidazione è sempre spinta al massimo grado.

E' da notare che l' H_3PO_4 non è un riducente in quanto il P si trova a + 5 e quindi non può perdere altri elettroni.

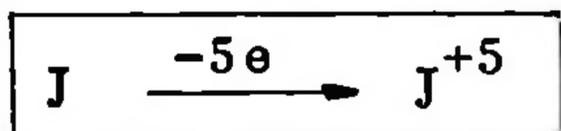
Esempio:



si porta a S^0 quando la reazione è molto complicata.

Lo J è un ossidante ma si può comportare come un riducente.

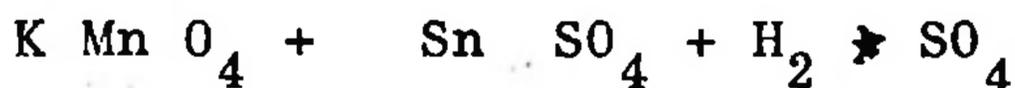
Non è molto facile portare lo J a + 7 perchè ci vogliono condizioni particolari, quindi si limita la sua ossidazione a + 5.



ESEMPI DI OSSIDO RIDUZIONE

- Gli esempi seguenti avvengono in soluzione acquosa anche se l'H₂O non compare chimicamente.

1) esempio: I composti si danno senza coefficienti

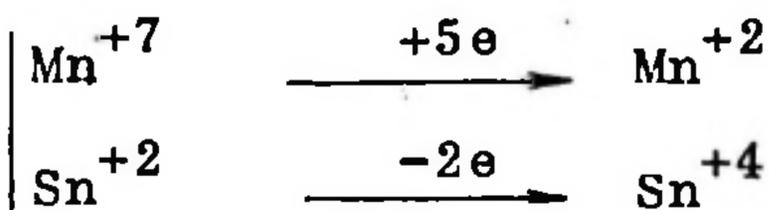


Si cerca il riducente :

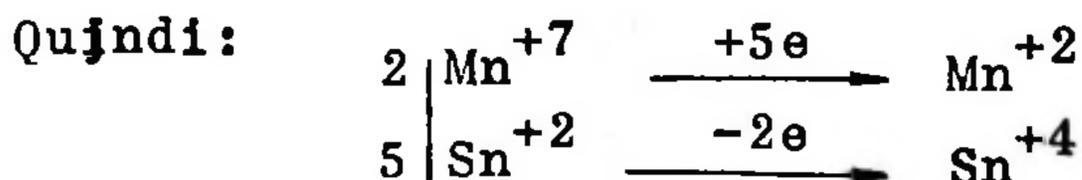
Lo S nell'acido solforico non può esserlo perchè sta alla massima valenza + 6 cioè al massimo grado.

Deve essere quindi lo stagno che sta a + 2.

L'ossidante sarà senz'altro il Mn. Allora si scrive

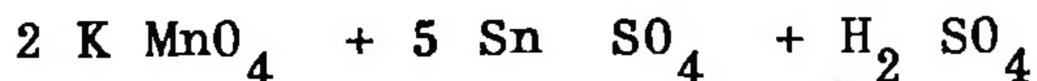


poi si fa il bilancio degli elettroni in modo che nella prima e nella seconda relazione il numero degli elettroni acquistati e persi sia lo stesso.



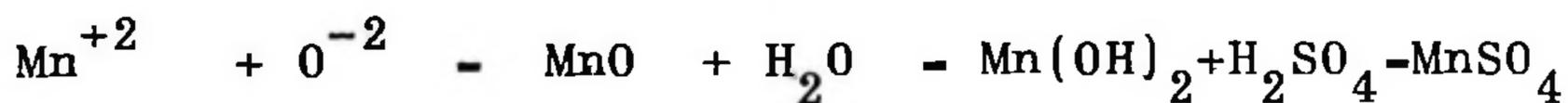
38.

Questo bilancio ci permette di porre i coefficienti davanti ai composti dati precedentemente, cioè scriveremo

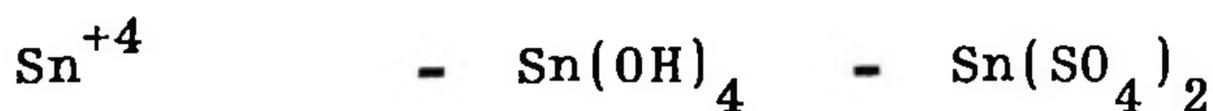


Il coefficiente dell'acido solforico potremo metterlo solamente alla fine dell'ossido riduzione, cioè quando sapremo quanti solfati si sono ottenuti.

Vediamo ora come si comporta il manganese quando sta a Mn^{+2} : come metallo dà :



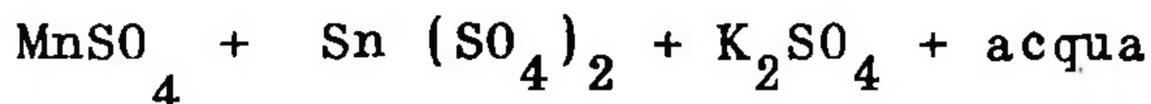
analogamente per lo stagno Sn^{+4}



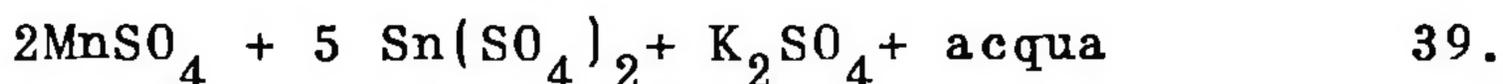
C'è inoltre da tener presente il sottoprodotto dato dal solfato SO_4^{-2} con il potassio, ci sarà

quindi un $\text{K}_2 \text{ SO}_4$.

I prodotti della reazione saranno quindi



Adesso bisogna trovare i coefficienti: basta guardare di nuovo il bilancio , se prima della reazione c'erano 2 Mn sotto forma di 2 KMnO_4 anche ora ci saranno 2 Mn sotto forma di 2MnSO_4 . ecc. ecc. allora



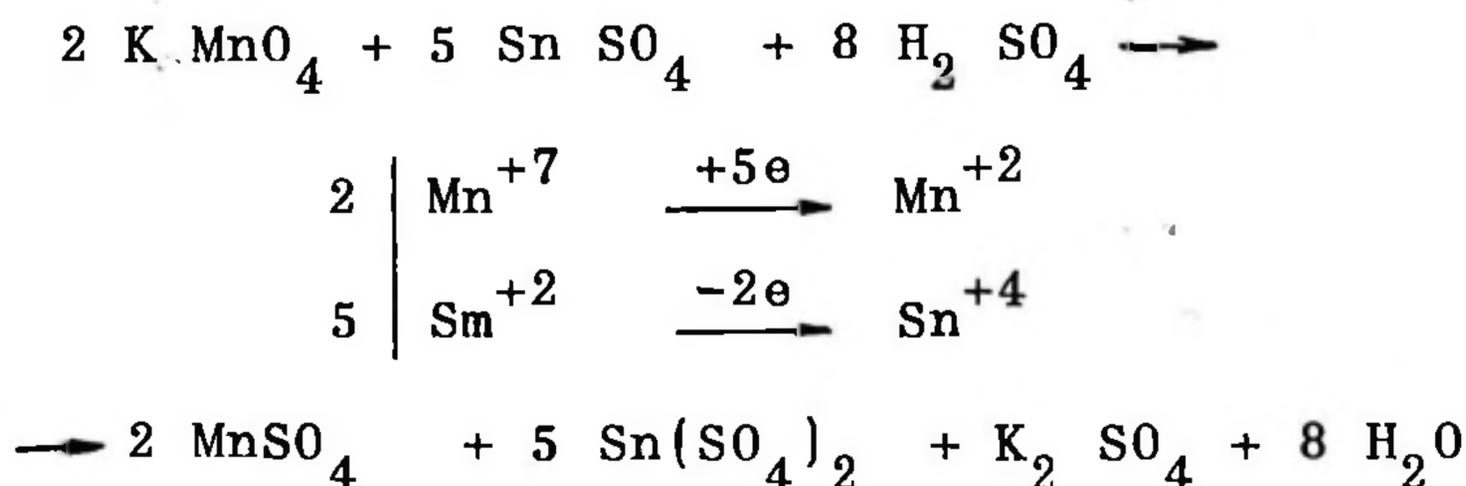
In generale allora prima si scrivono i composti poi si guarda il bilancio fatto, quindi si mettono i coefficienti.

Per quanto riguarda il numero delle molecole di acqua, questo numero si ricava dal numero degli H che compaiono in totale nella prima parte della reazione.

In questo caso, abbiamo nella prima parte 8 H_2SO_4 . L'8 l'abbiamo ottenuto guardando tutti i solfati che si trovano nella seconda parte della reazione che sono in totale 13. Se 5 sono gli SnSO_4 per arrivare a 13 occorrono 8 H_2SO_4 .

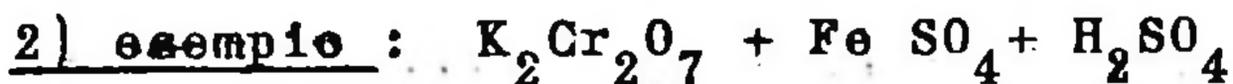
capito questo, essendo $8 \times 2 = 16$ H, gli atomi idrogeno, ci vorranno nella seconda parte 8 molecole di acqua che contengono in totale 16 H.

Allora l'ossido riduzione si deve scrivere direttamente così:



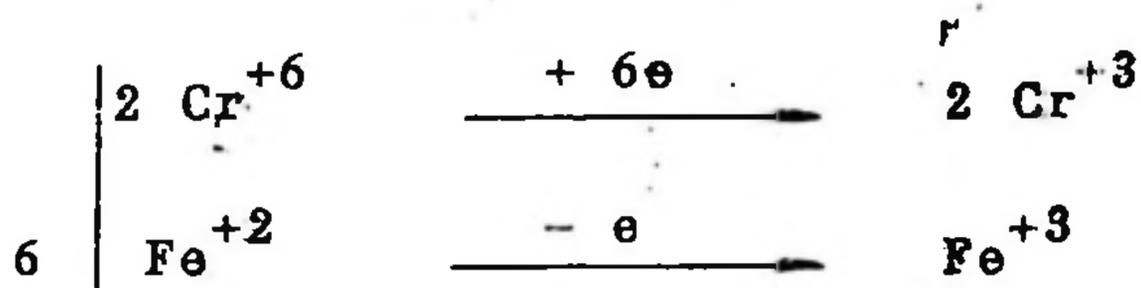
N.B. - Le ossido riduzioni seguenti saranno presentate tutte in questa maniera. Lo studente potrà esercitarsi partendo dai prodotti dati inizialmente senza scrivere però i coefficienti, dato che questi vengono posti dopo il bilancio.

40.



Il cromo è senz'altro l'ossidante e il ferro è il riducente. Non bisogna pensare al K perchè non è rispetto al cromo un buon ossidante, nè un buon riducente, nè tanto meno allo S poichè sta alla sua massima valenza, quindi non può essere un riducente.

Adesso impostiamo il bilancio nel modo seguente:



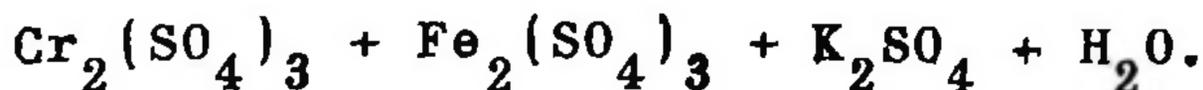
Il cromo che ora si trova a Cr^{+3} forma il Cr_2O_3 poi il $Cr(OH)_3$ e infine il $Cr_2(SO_4)_3$.

Il ferro segue lo stesso procedimento e forma prima l'ossido, poi l'idrossido, poi il sale combinandosi con l'acido solforico.

Tutto questo ragionamento deve essere fatto però automaticamente e arrivare direttamente al prodotto finale, cioè, direttamente per il cromo al $Cr_2(SO_4)_3$ e per il ferro al $Fe_2(SO_4)_3$.

Bisogna inoltre pensare al sottoprodotto dato dal potassio, che sarà senz'altro K_2SO_4 e infine all'acqua il cui numero di molecole potrà ottenersi ragionando come nell'esempio precedente.

I prodotti finali quindi sono



Vediamo ora come si pongono i coefficienti.

Prima avevamo due atomi di cromo nel $K_2Cr_2O_7$ adesso abbiamo ancora due atomi di cromo $Cr_2(SO_4)_3$

quindi per il cromo il bilancio dei coefficienti torna.

Vediamo ora per il ferro: Dal quadro che ci dà il bilancio effettivo degli elettroni, vediamo che si devono trovare sei atomi di ferro, quindi bisogna porre davanti al prodotto finale $Fe_2(SO_4)_3$ un 3 in modo da avere sei atomi di Fe. Inoltre tanti ne abbiamo dopo, tanti dobbiamo averne prima, quindi bisogna porre un 6 davanti al $FeSO_4$.

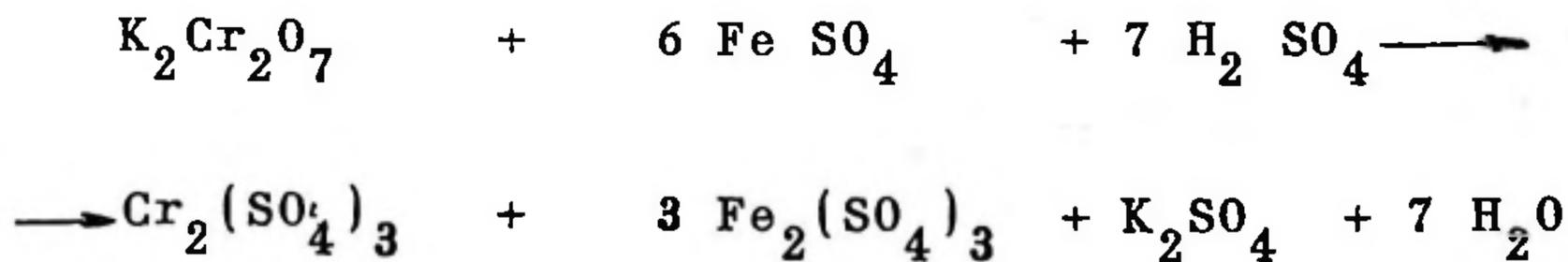
Per il potassio ne abbiamo 2 atomi dopo e 2 prima: i conti tornano.

Contiamo adesso i solfati ottenuti: 3 nel Cr_2SO_4 , 9 nel $3Fe_2(SO_4)_3$, 1 nel K_2SO_4 , in totale 13.

Prima ne avevamo 6 nel $FeSO_4$, quindi per completare il bilancio occorrono 7 H_2SO_4 ;

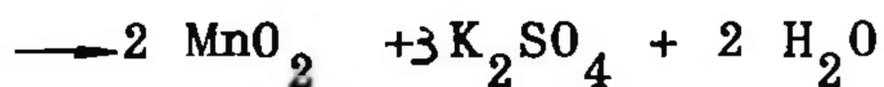
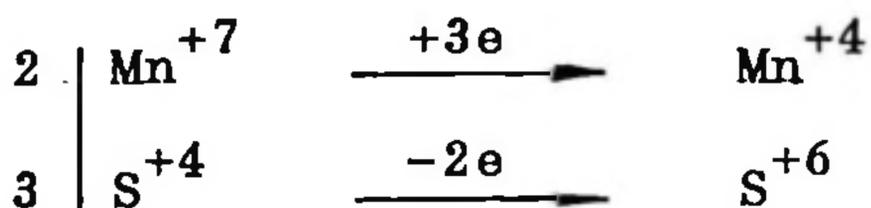
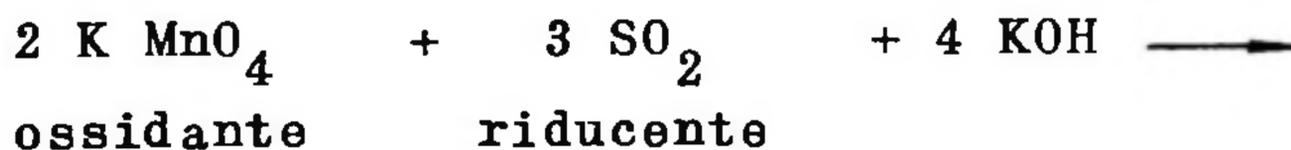
Vediamo l'acqua: prima abbiamo 14 atomi di H nel $7H_2SO_4$ quindi occorreranno 7 molecole di H_2O .

Si può scrivere, infine,

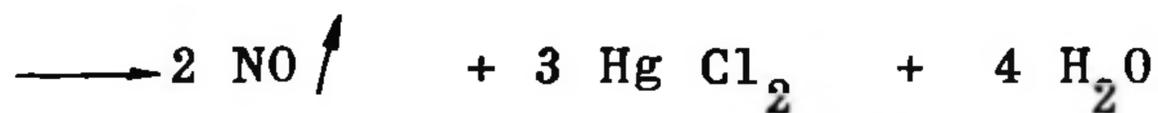
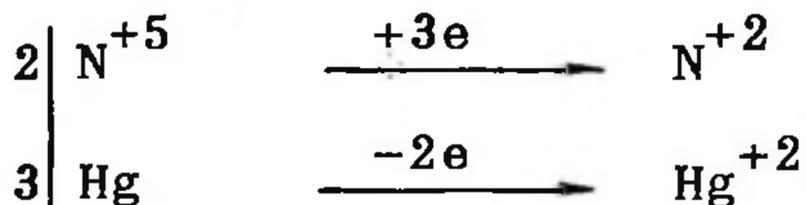
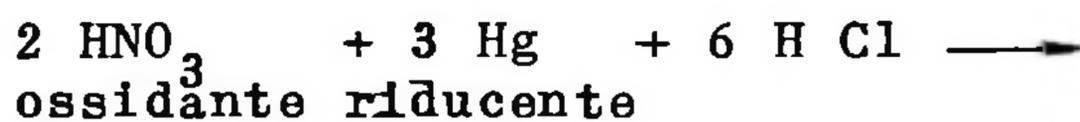


42.

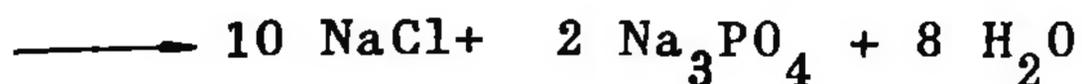
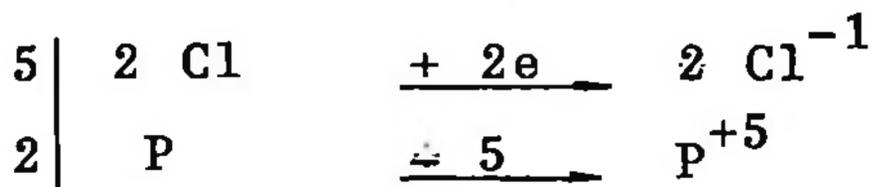
3) esempio:



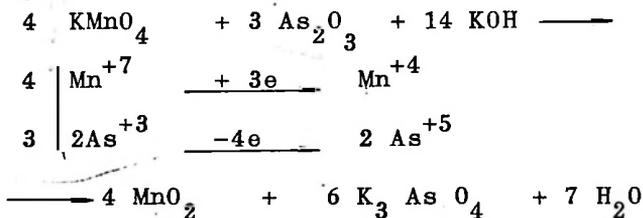
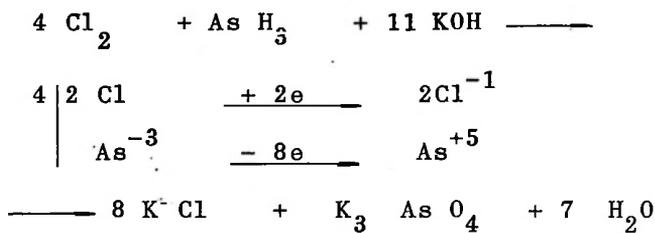
4) esempio:



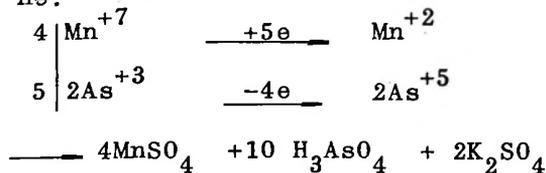
5) esempio:



44.

9) esempio:10) esempio:11) esempio:

Le molecole di acqua traparentesi non sono date inizialmente ma si ottengono alla fine della reazione.

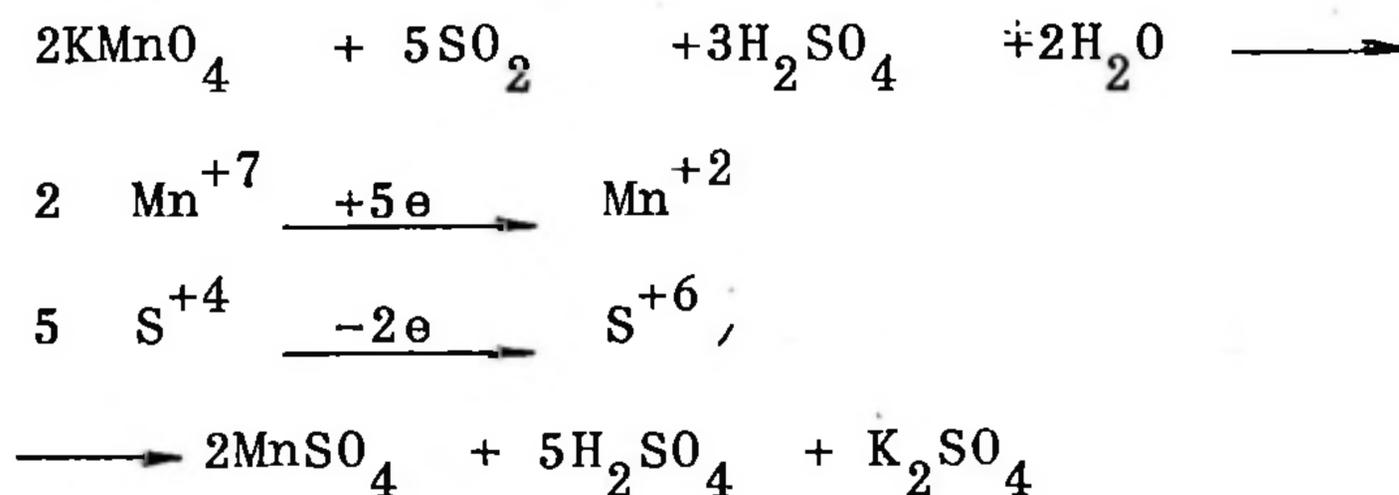


Spieghiamo meglio come vengono fuori le 9 molecole di acqua. Alla fine della ossido riduzione abbiamo ottenuto, fatto il bilancio, $10\text{H}_3\text{AsO}_4$, cioè in totale 30 atomi di H.

Se prima avevamo 12 atomi di H nel $6\text{H}_2\text{SO}_4$ bisogna per completare il bilancio mettere $9\text{H}_2\text{O}$.

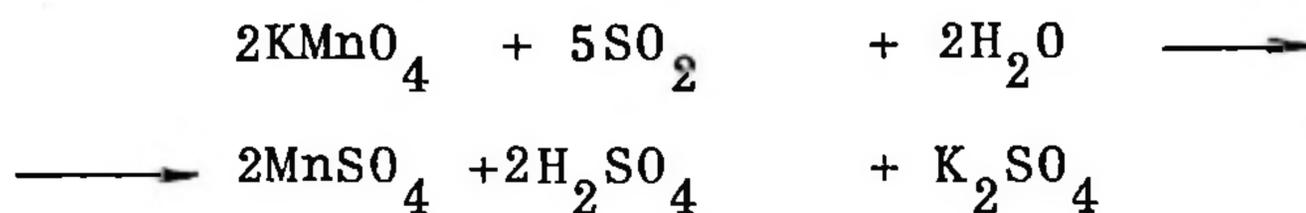
Cioè, 30 atomi di H prima, 30 dopo.

12) esempio:



Le 3 H_2SO_4 si tolgono semplificandosi con 3 delle 5 H_2SO_4 , cioè rimangono solamente 2 H_2SO_4 . (che provengono dalla SO_2).

La reazione è quindi

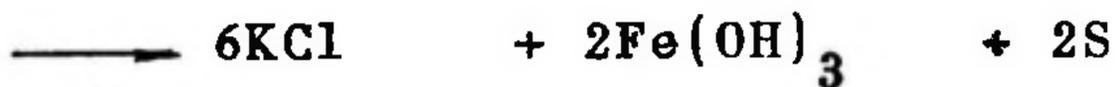
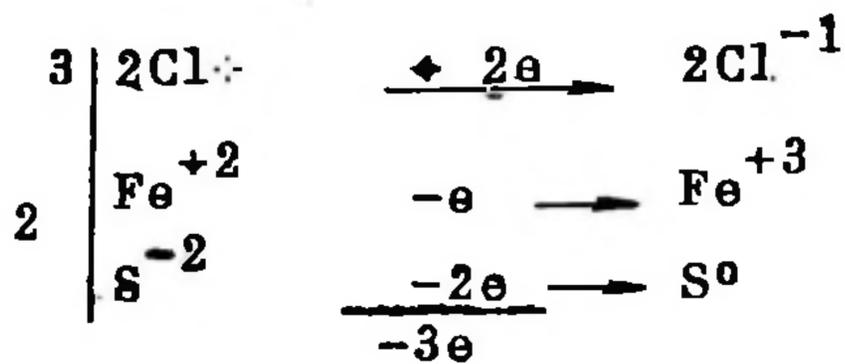


46.

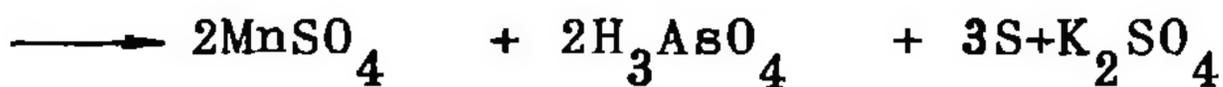
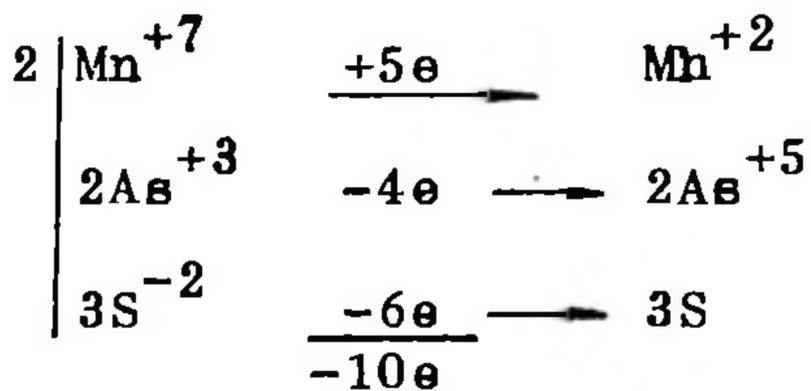
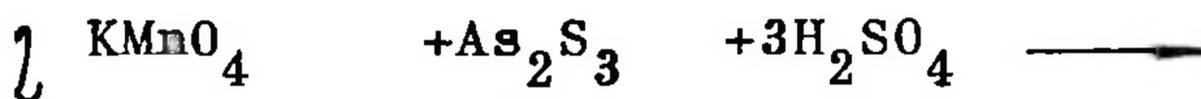
13) esempio:



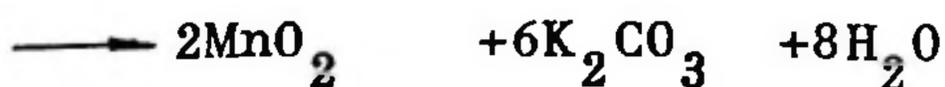
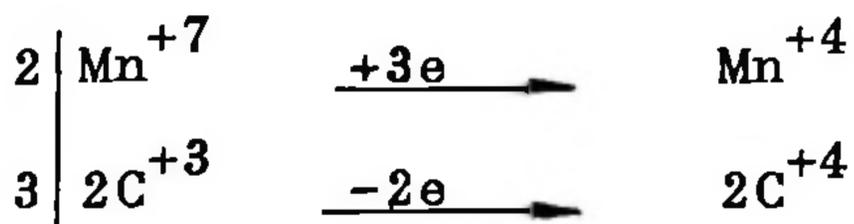
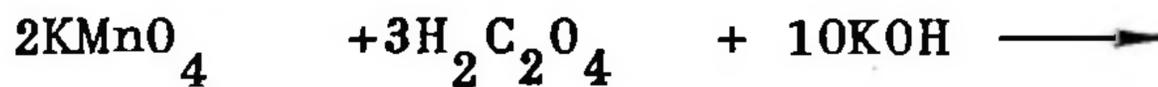
ossidante riducenti



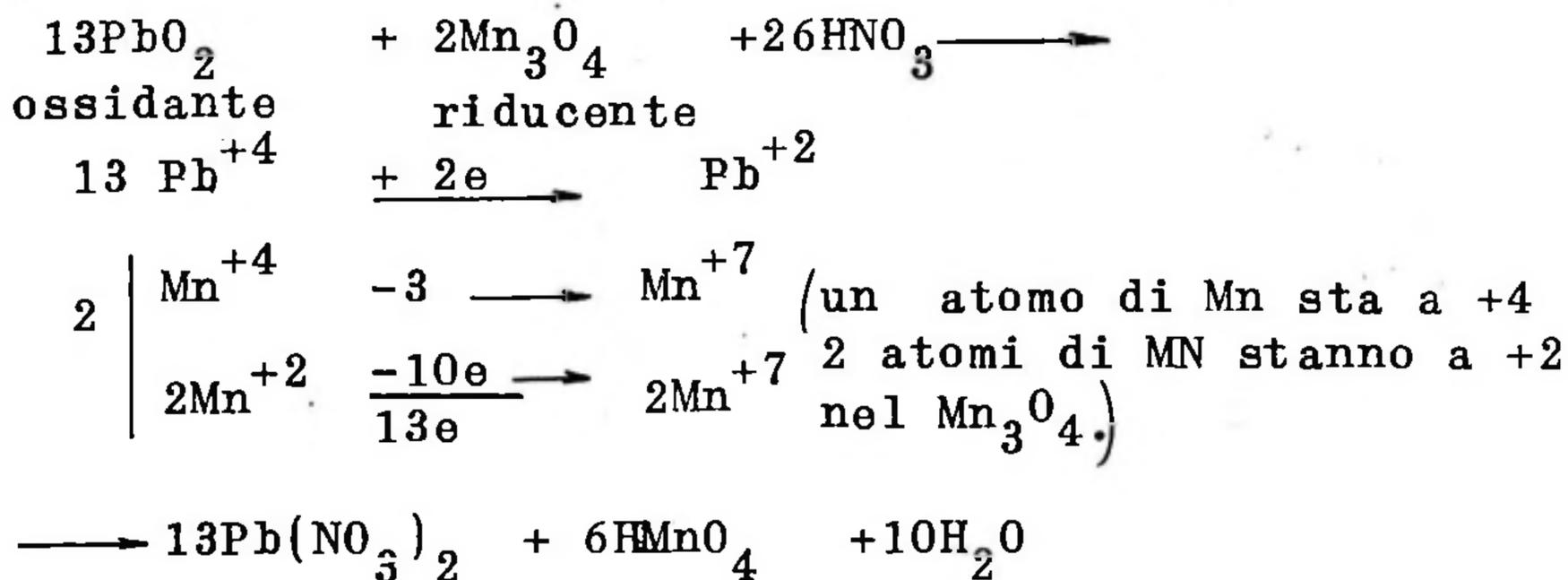
14) esempio:



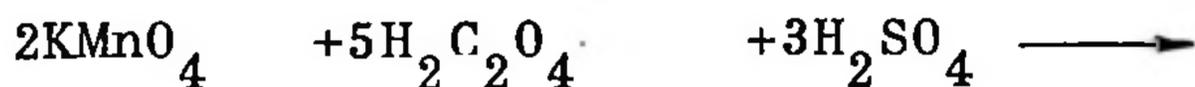
15) esempio:



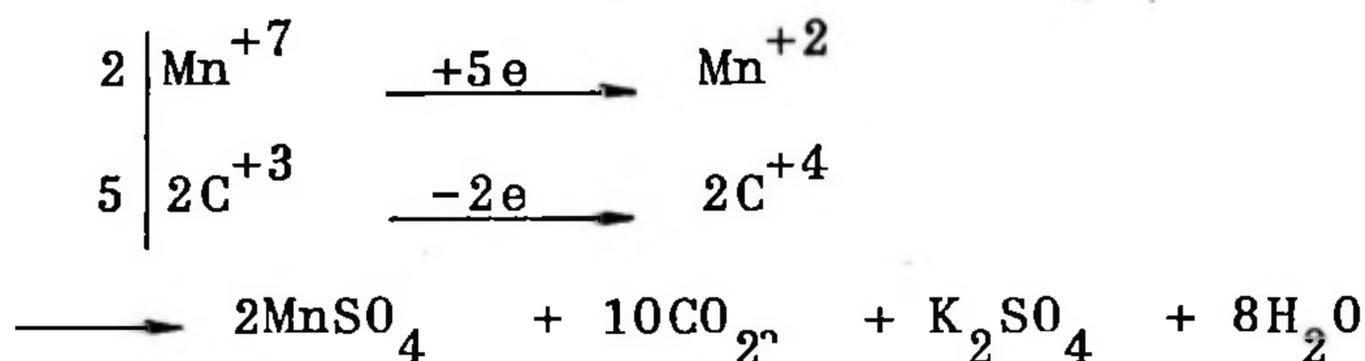
16) esempio:



17) esempio:



Si considera l' $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ come $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ acido ossalico

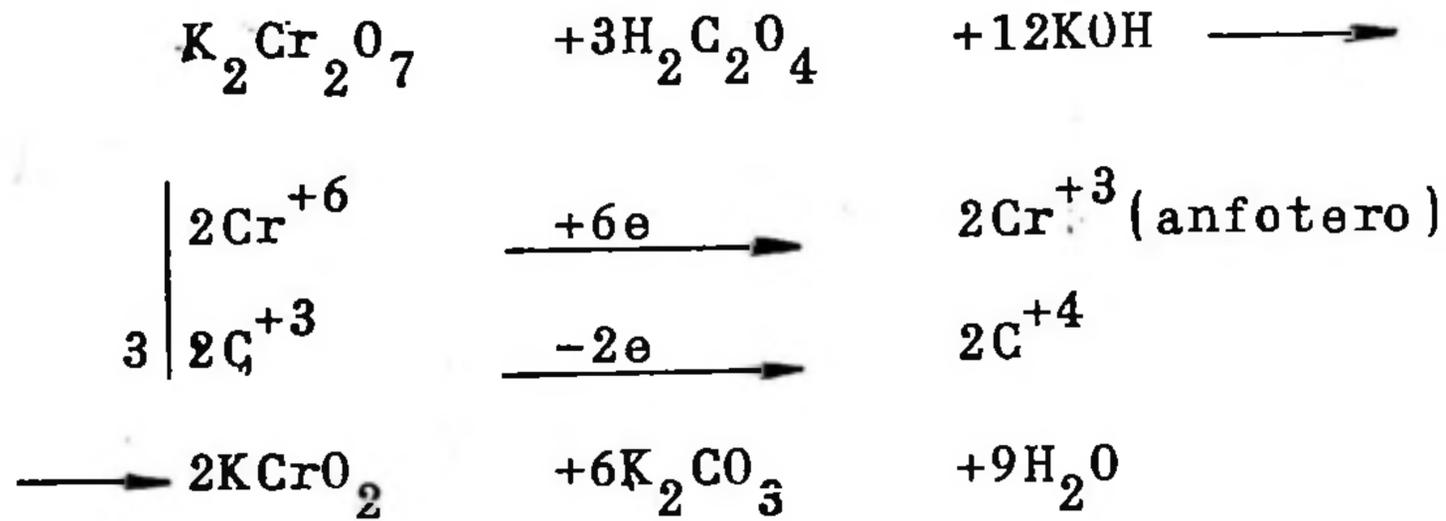


N.B.- Le anidridi gassose non sono solubili se l'ambiente è acido.

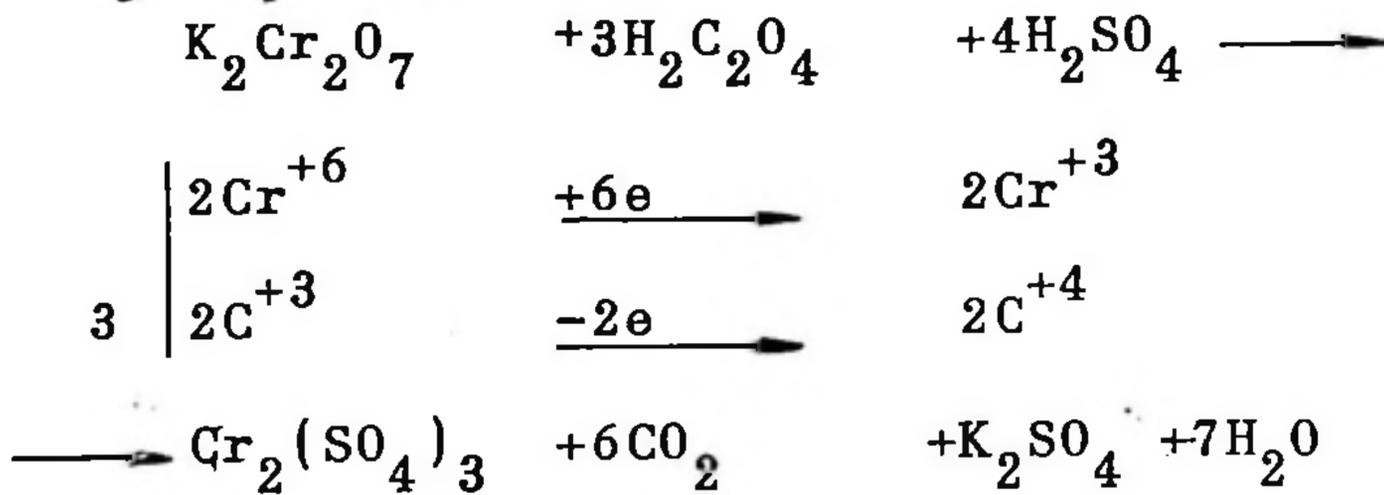
Quindi rimane CO_2 senza formare l'idrossido e poi il sale, come abbiamo fatto per gli altri.

48.

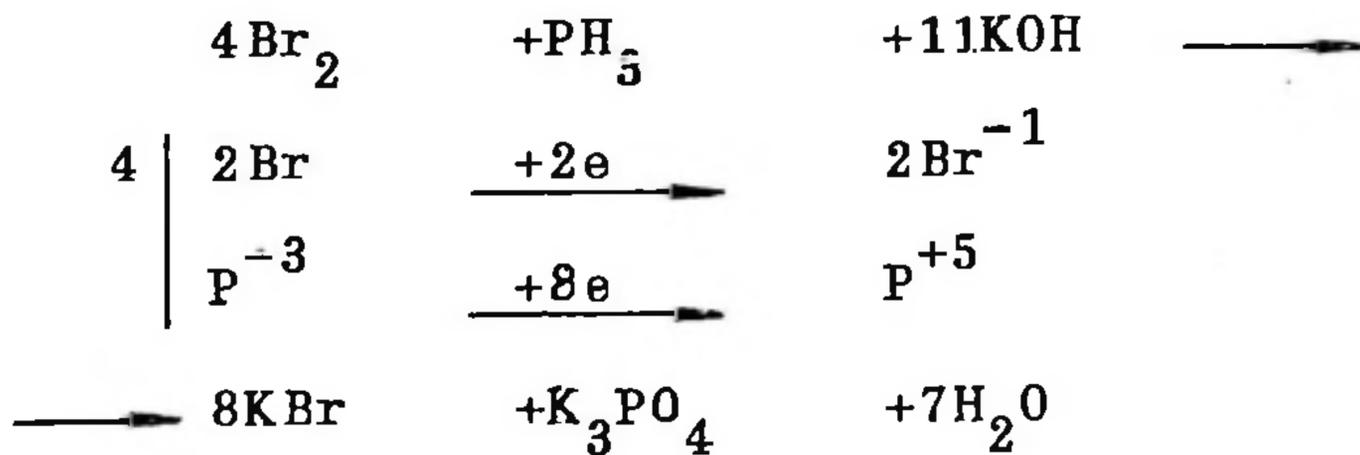
~~18)~~ esempio:



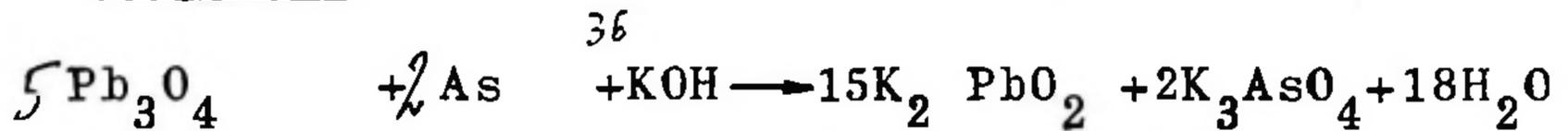
~~19)~~ esempio:



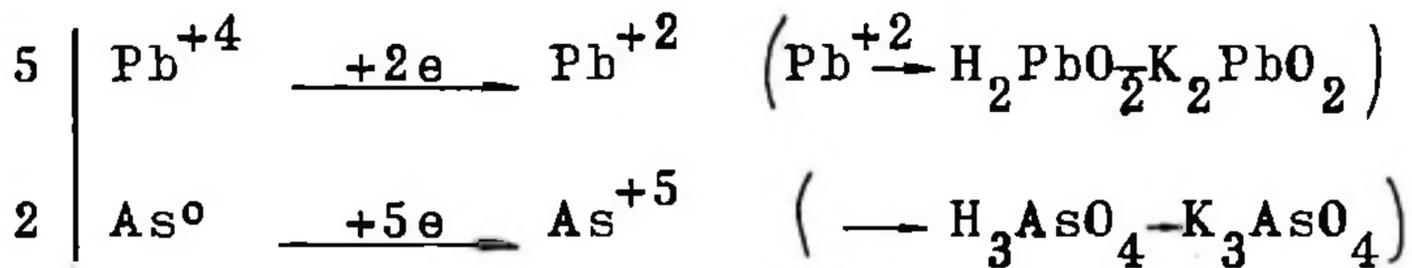
20) esempio:



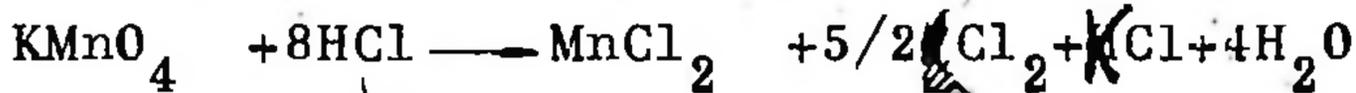
~~21~~ esempio:



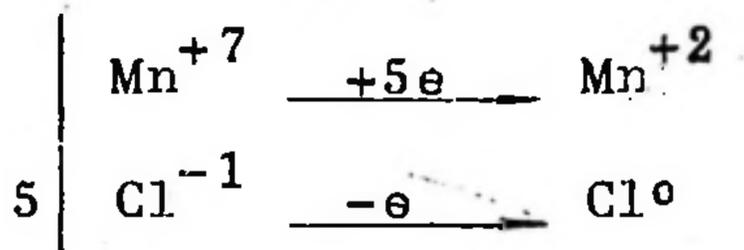
Nell'ossido salino un atomo di Pb sta a +4 gli altri due stanno a +2, dovendo passare alla minima valenza, solo il primo fa da ossidante.



~~22~~ esempio:

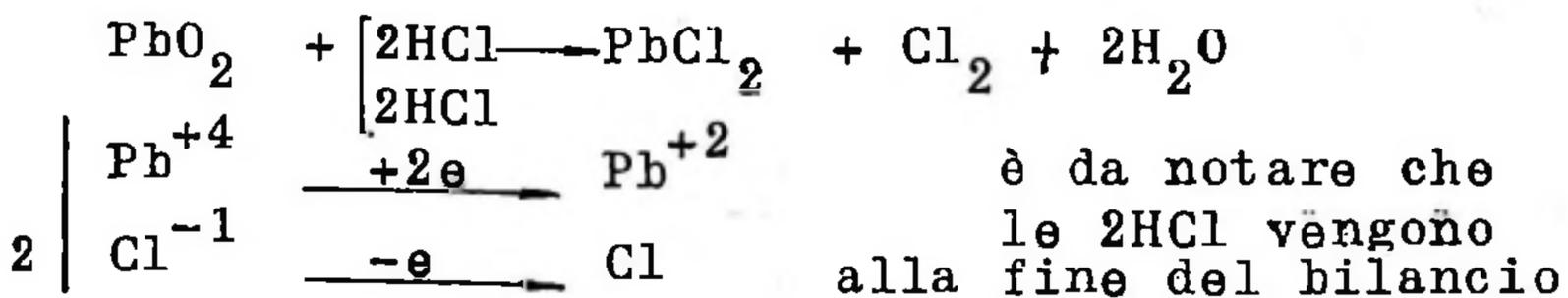


ossidante [ambiente
riducente



Quando il cloro fa da riducente, deve portare sempre fino a cloro elementare.

~~23~~ esempio:



Due molecole di HCl fanno d'ambiente le altre due danno da riducente.

50.

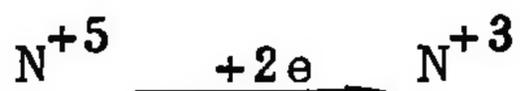
OSSIDO RIDUZIONI PARTICOLARI

I nitrati dei metalli alcalini Li, Na, K cioè LiNO_3 , NaNO_3 , KNO_3 ad alta temperatura (t 200°C) si decompongono per dare il nitrito e sviluppo di ossigeno.



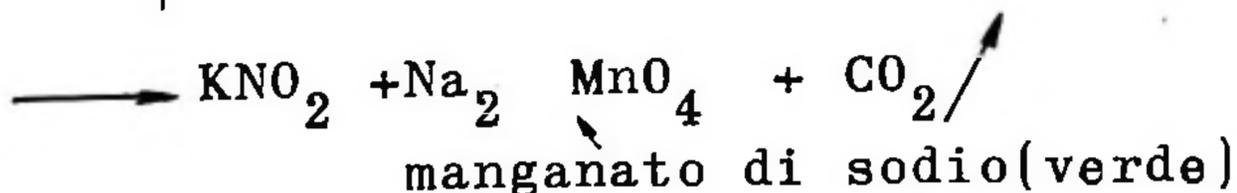
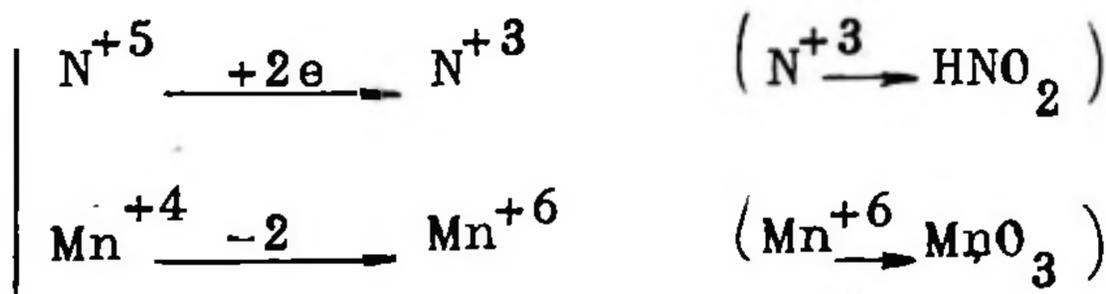
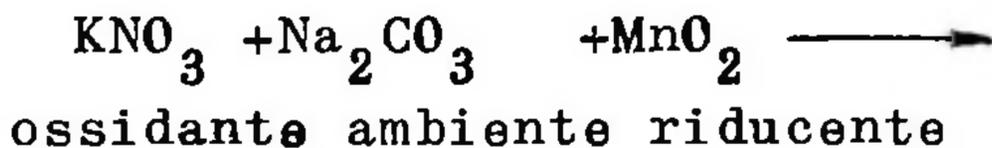
Non avviene in soluzione acquosa ma in ambiente anidro, infatti la soluzione acquosa di un nitrato se bolle, non cambia: bisogna che scompaia l'acqua perchè avvenga qualche cosa.

Dal punto di vista elettronico, si ha:



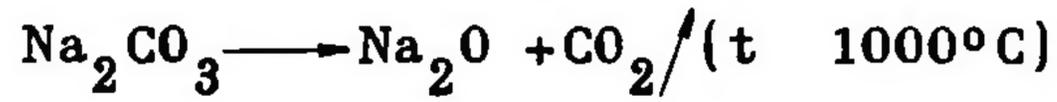
Il KNO_3 è spesso accoppiato; al Na_2CO_3 e serve per riconoscere se in un metallo particolare c'è o no Mn o Cr.

RICONOSCIMENTO DEL MANGANESE -24) Esempio

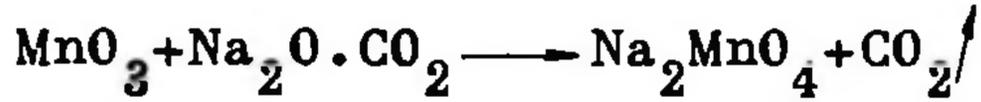


Da questa ossido riduzione si vede che ad alta temperatura l'Mn non può andare più su di Mn⁺⁶, cioè non può dare permanganato, ma solo un manganato come nel caso presente.

I carbonati per riscaldamento si decompongono nel l'ossido metallico e anidride carbonica



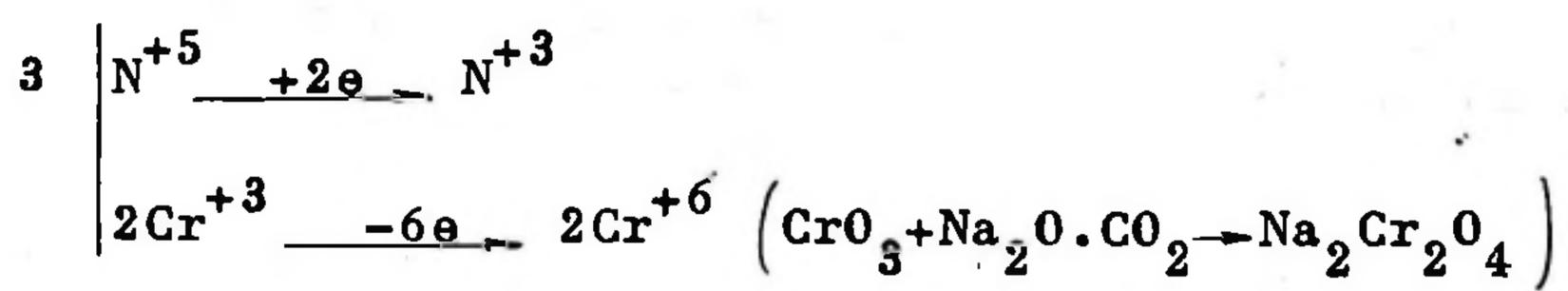
E quindi per sintesi diretta



cioè l'MnO₃ ha spostato l'CO₂ e si è combinato con il Na₂O.

N.B. La formula di un sale si può scrivere con il metodo dualistico, cioè scrivendola come l'ossido del metallo più l'anidride del metalloide.

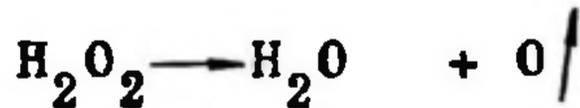
RICONOSCIMENTO DEL CROMO - 25) Esempio



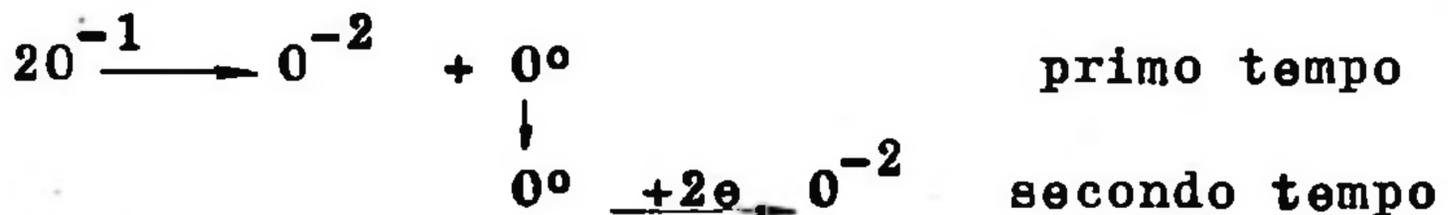
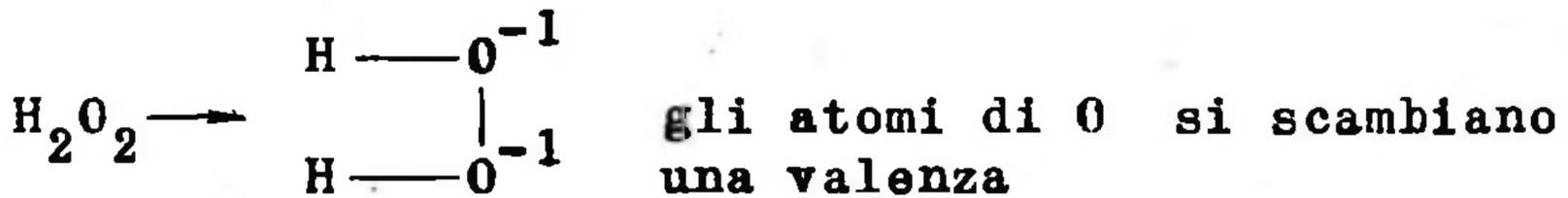
52.

COMPORAMENTO DELL' H_2O_2 (acqua ossigenata)

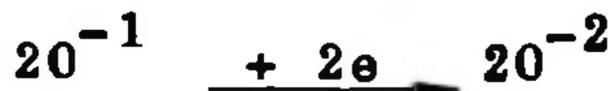
L'acqua ossigenata (perossido) ha buone proprietà ossidanti e decoloranti per lo sviluppo di ossigeno nascente secondo la reazione



Per mettere in risalto che si tratta di ossigeno atomico si scrive semplicemente O



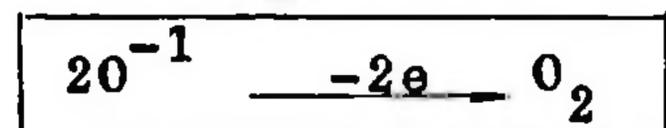
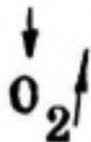
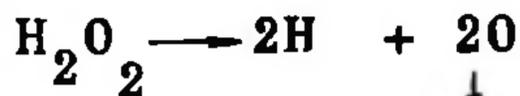
in totale



Nell' H_2O_2 gli atomi di O stanno a $2O^{-1}$ e quando si decompone si ha O^{-2} e O^0 .

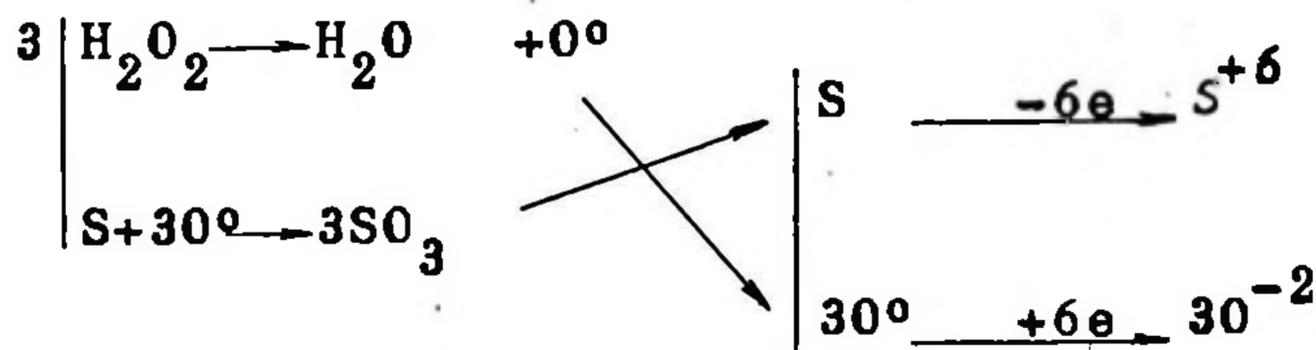
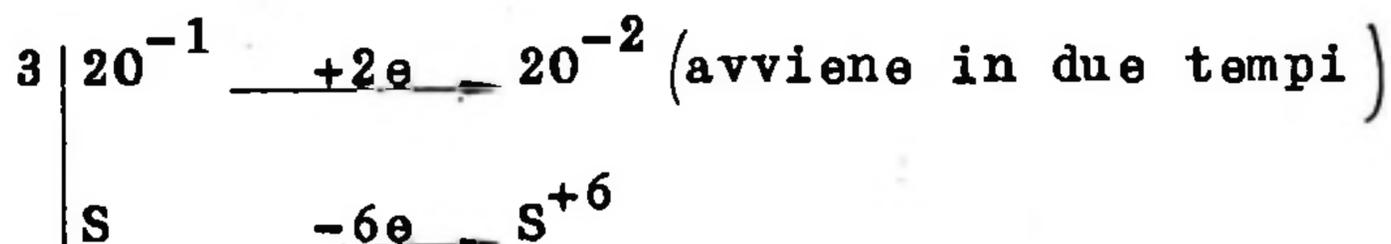
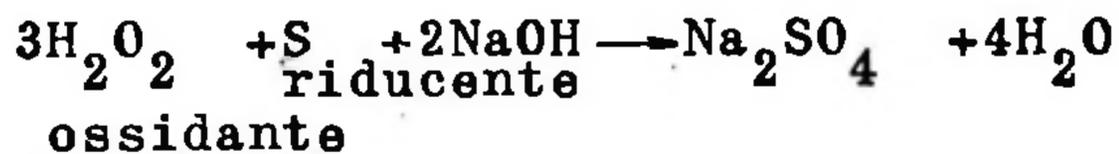
L' O nascente sviluppato in un primo tempo è senza elettroni poi li acquista dalla sostanza vicina

Bisogna notare che l' H_2O_2 in presenza di ossidanti più forti ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$) si comporta da riducente sviluppando ossigeno molecolare in quanto si decompone secondo la reazione

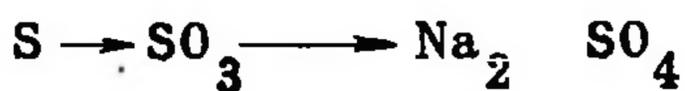


ESEMPI DI OSSIDORIDUZIONI PARTICOLARI

26) esempio:

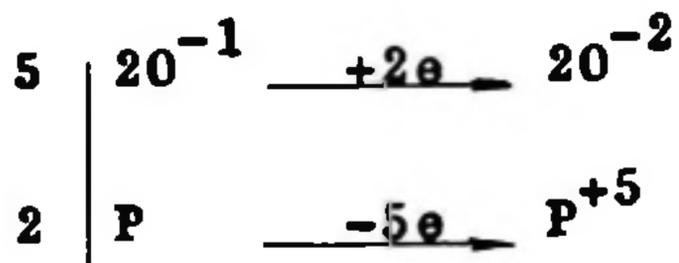


i 6e persi dallo S
vengono presi dai
3O.

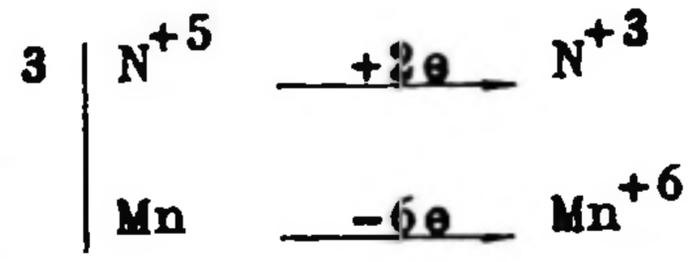
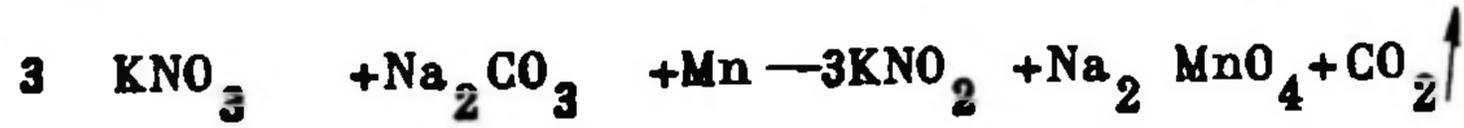


54.

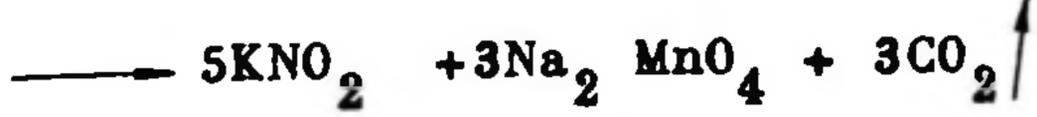
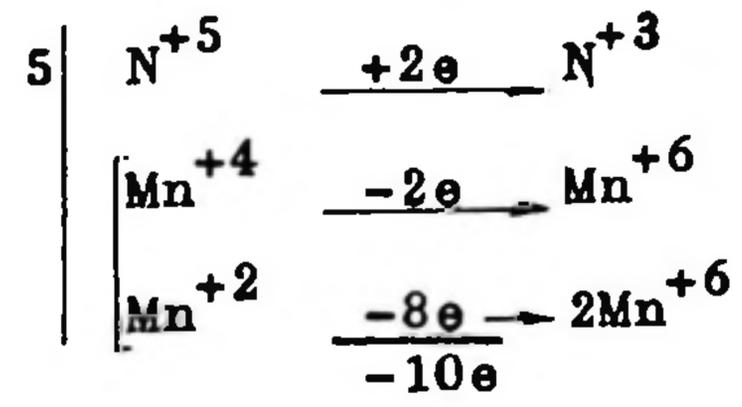
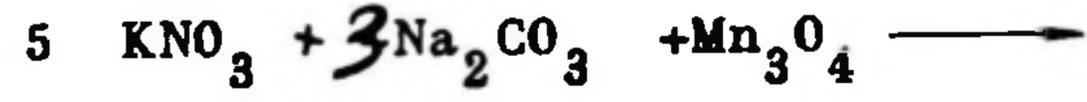
27) esempio

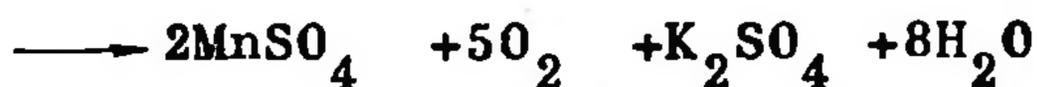
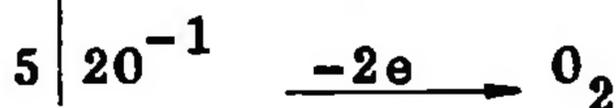
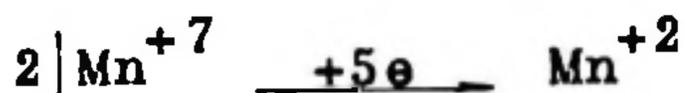
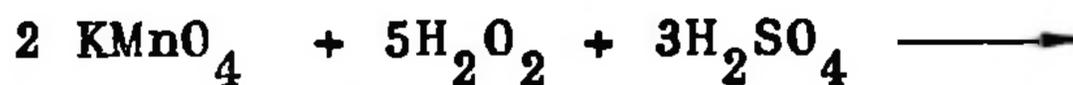


28) esempio:



29) esempio



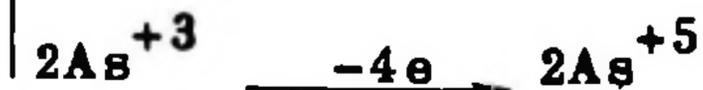
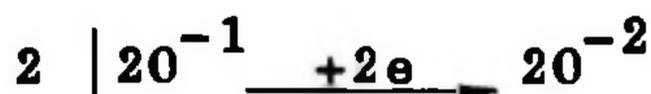
30) esempio

N.B.- Le reazioni dell' H_2O_2 sono date anche da tutte le sostanze aventi un legame perossido e in particolare con il permanganato si ha la loro reazione di riconoscimento.

Bisogna tener presente la differenza tra biossido (MnO_2) e perossido (BaO_2).

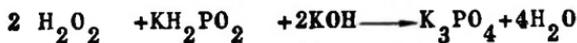
Per dimostrare questa differenza si fanno reagire con ossidanti più forti:

i biossidi non sviluppano ossigeno i perossidi si.

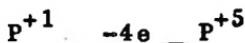
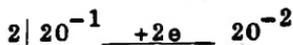
31) esempio

56.

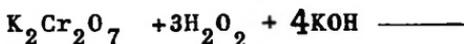
32) esempio



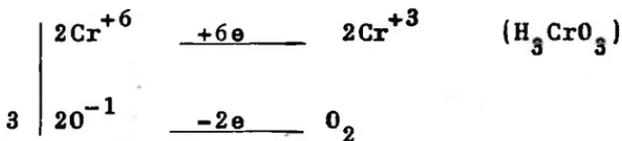
ossidante



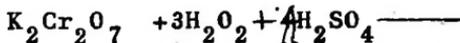
33) esempio



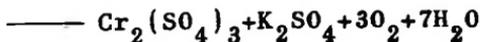
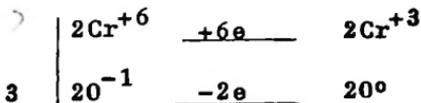
riducente

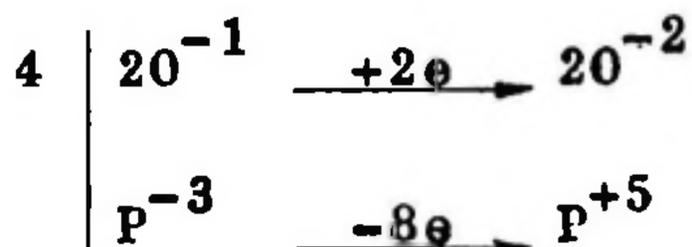
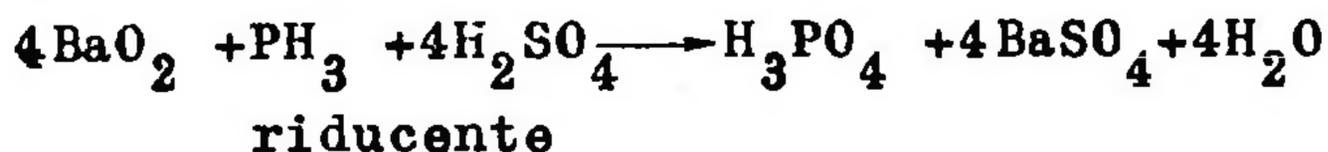


34) esempio

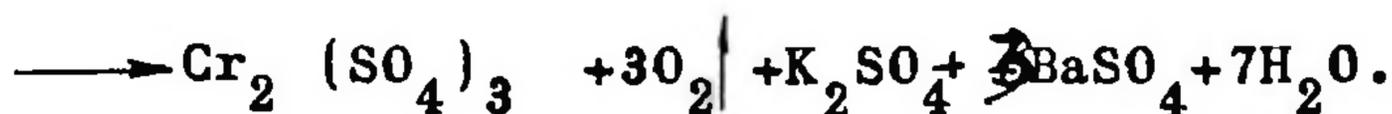
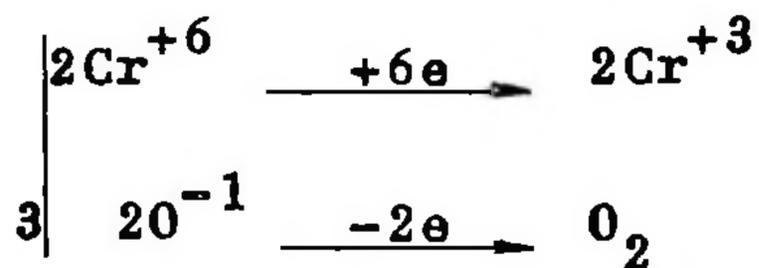
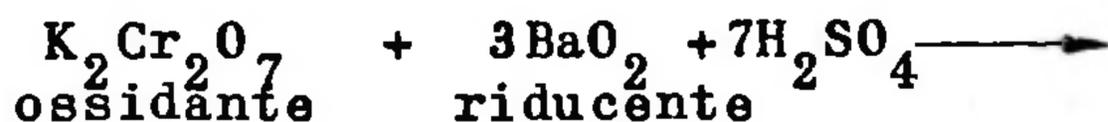


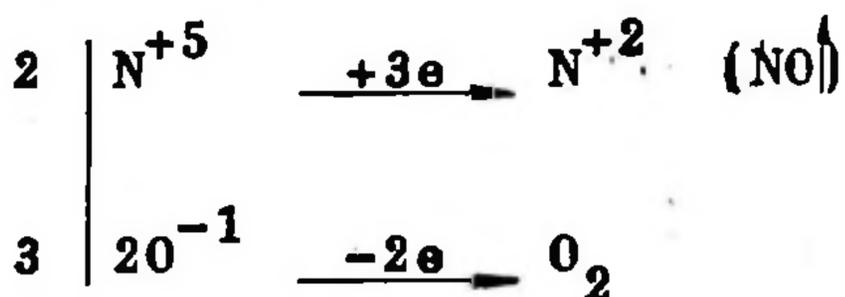
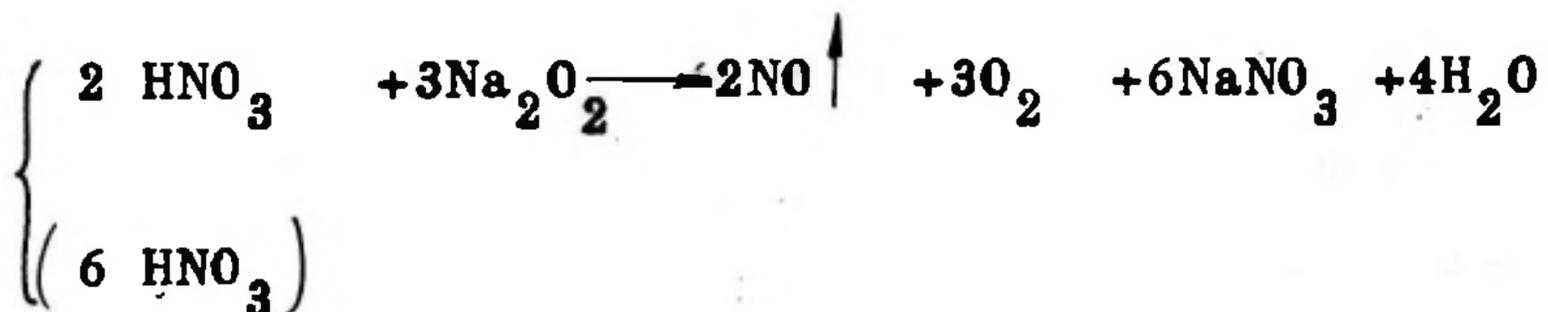
riducente



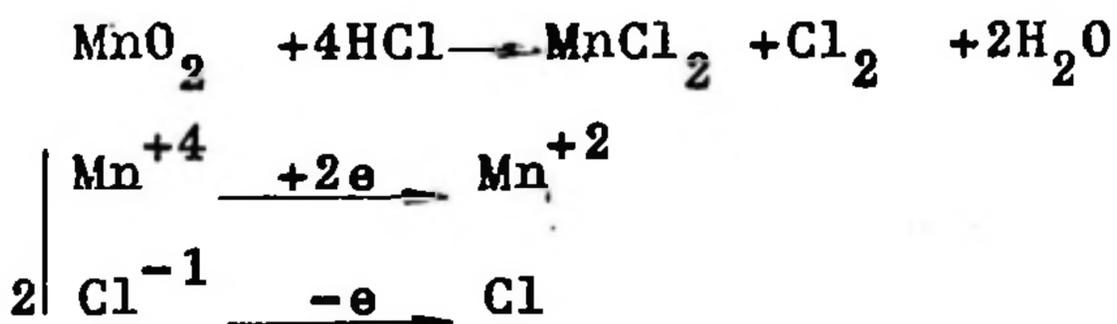
35) esempio

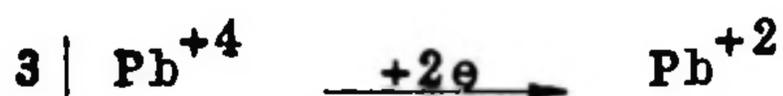
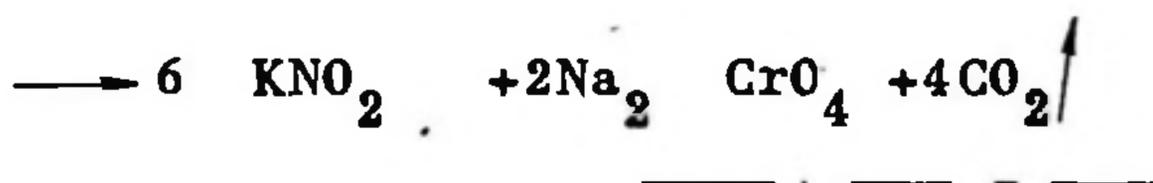
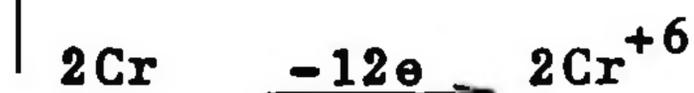
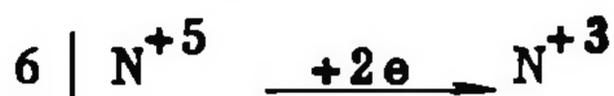
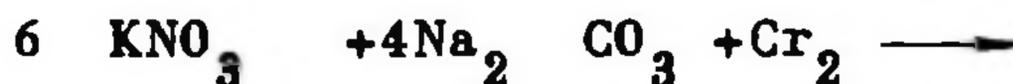
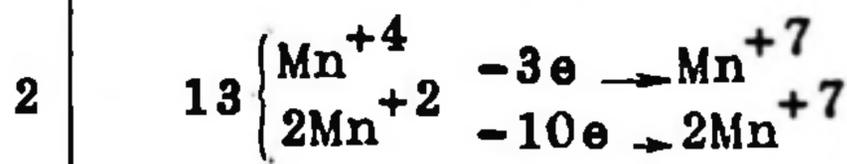
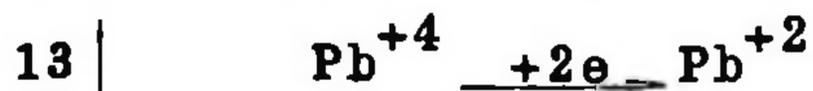
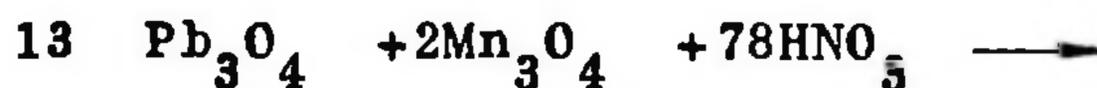
Il P poichè è combinato con l'H ha valenza negativa : passa comunque alla massima valenza contrariamente agli altri riducenti incontrati. (ricorda che quando il Cl e lo S stanno a valenza negativa e fanno da riducenti, passano allo stato elementare. $\text{Cl}^{-1} \xrightarrow{-e} \text{Cl}^0$ $\text{S}^{-2} \xrightarrow{-2e} \text{S}^0$).

36) esempio

37) esempio

Alla fine della reazione troviamo 4 molecole di acqua occorrono quindi all'inizio della reazione 8 atomi di H. Bisogna quindi aggiungere 6 HNO₃.

38) esempio METODO DI PREPARAZIONE DEL CLORO.

39) esempio40) esempio41) esempio

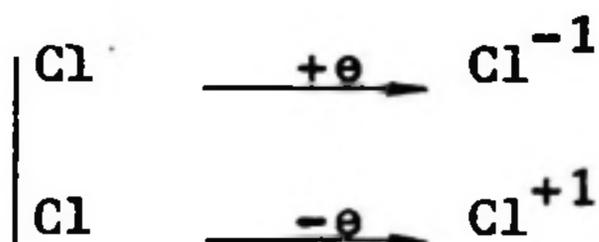
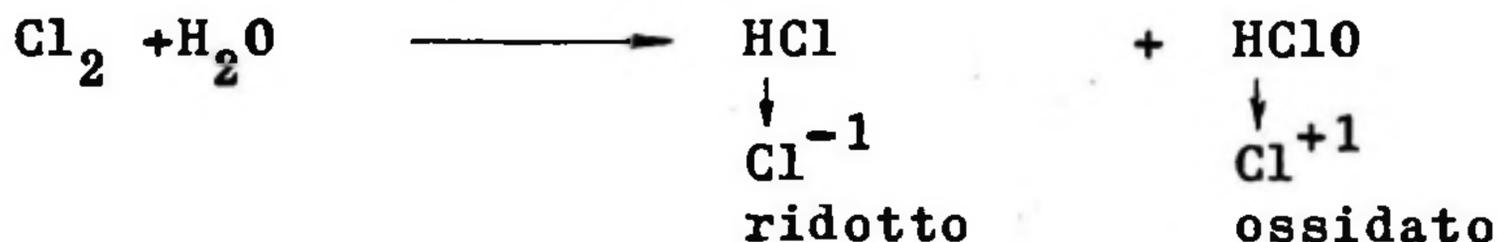
DISPROPORZIONI O DISMUTAZIONI

Sono reazioni nelle quali una sostanza ne origina altre due che contengono uno stesso elemento ossidato e ridotto rispetto al grado di ossidazione i iniziale.

Cioè sono reazioni nelle quali una stessa sostanza fa da ossidante e da riducente.

1) Caso - Soluzioni acquose degli alogeni -

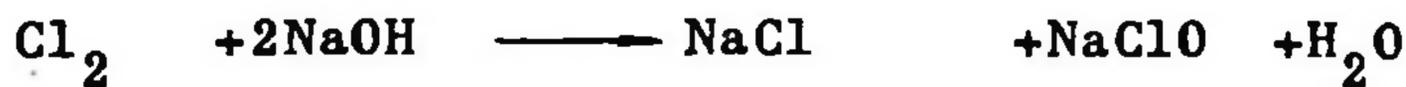
Gli alogeni sciolti nell' H_2O reagiscono con l'acqua e danno origine ad acque (se l'alogeno è per esempio il cloro) di cloro.



L'elettrone acquistato da un atomo è lo stesso per so dall'altro atomo.

N.B. - Questa reazione è comune a tutti gli alogeni.

Il cloro sciolto in una soluzione alcalina dà il sale corrispondente.



2) Caso -

I seguenti composti di metalloidi:

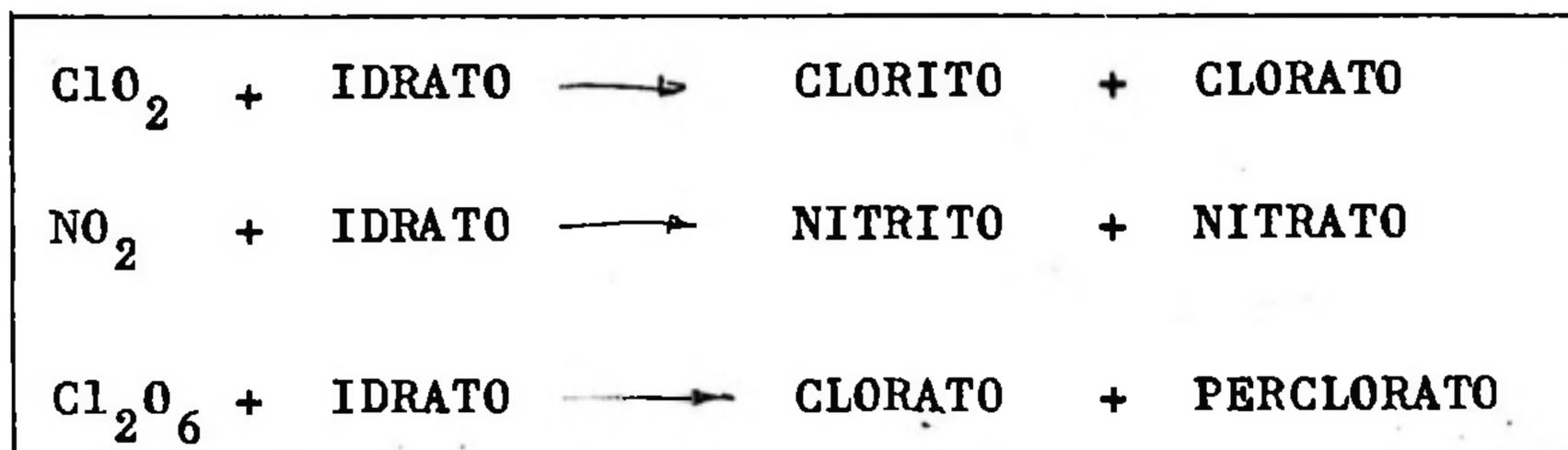
ClO_2 biossido di Cloro

NO_2 " " Azoto

Cl_2O_6 triossido di Cloro

dovrebbero essere anidridi, ma poichè reagendo con l'acqua non danno gli ossiacidi corrispondenti, vuol dire che non hanno le proprietà degli anidridi e quindi si chiamano ossidi.

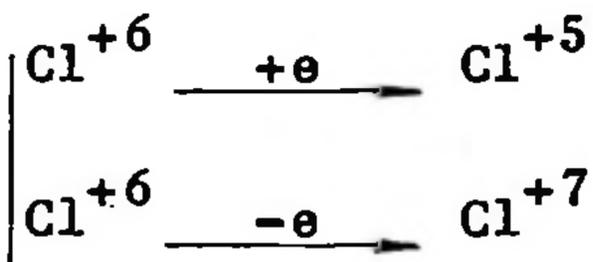
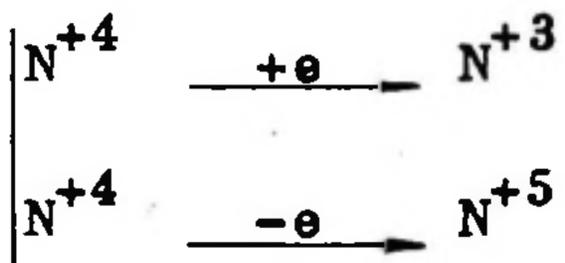
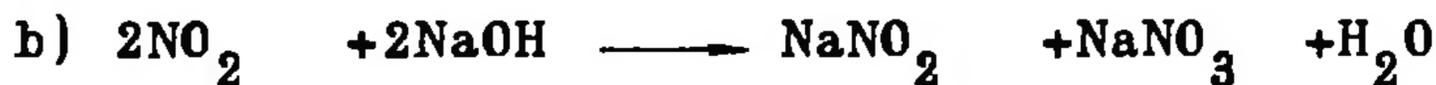
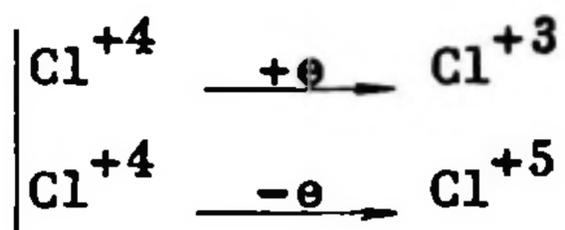
E allora si ha:



Queste reazioni giustificano il nome di anidride mista o doppia, cloroso-clorica, nitroso-nitrica, clorico-perclorica, che si dà al ClO_2 , NO_2 , Cl_2O_6 .

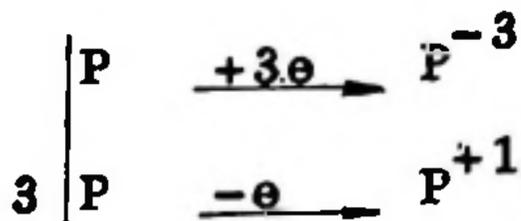
Vediamo queste reazioni dal punto di vista elettronico.

62.



3) Caso -

Per prolungata ebollizione in soluzione alcalina del fosforo si ha



N.B. - Per ogni tre molecole di ipofosfito ce n'è una sola di fosfina.

Inoltre, si consumano tre molecole di H_2O per ogni molecola di P_4 (molecola tetraatomica).

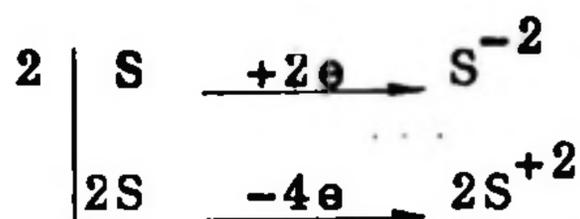
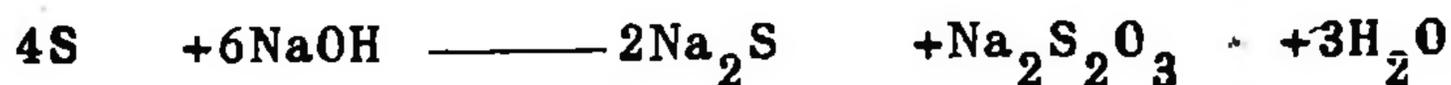
L'ipofosfito viene dall'acido H_3PO_2 che libera un solo atomo di H.

4) Caso -

Per prolungata ebollizione in soluzione alcalina dello S si ha

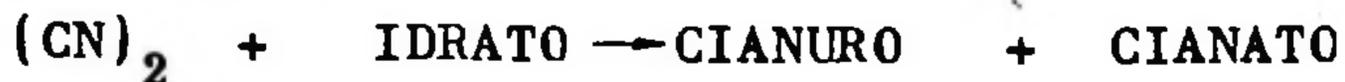


Il tiosolfato è un sale di un acido tiosolforico che però non esiste ($H_2 S_2 O_3$).



5) Caso -

Per analogia con gli alogeni si ha per il cianogeno $(CN)_2$





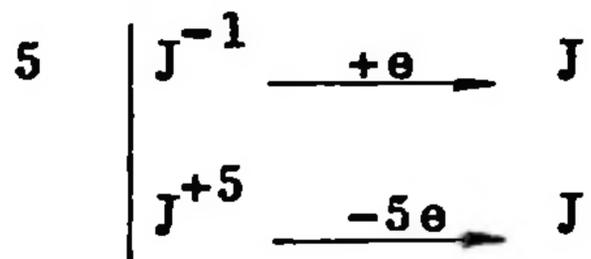
DISPROPORZIONI ROVESCIATE



Questa si può intendere come una disproporzione alla rovescia perchè leggendo i prodotti finali si possono avere quelli iniziali.

Questo bilancie che sembrerebbe essere quello da farsi è completamente sbagliato, in quanto ossidante e riducente sono della stessa specie chimica.

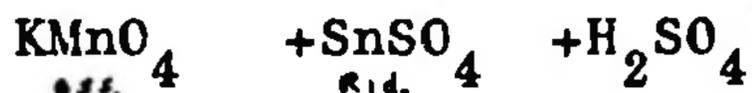
Bisogna stabilire uno stadio intermedio che vale per tutti gli alogeni



Questo bilancio è quello esatto.

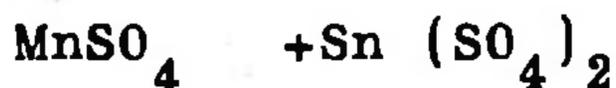
OSSIDORIDUZIONI COL METODO IONICO-ELETTRONICO

Data la

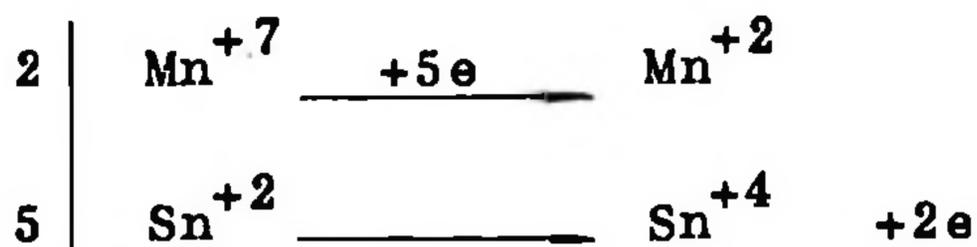


per risolvere questa ossidoriduzione col nuovo metodo ionico-elettronico, si comincia a ragionare così:

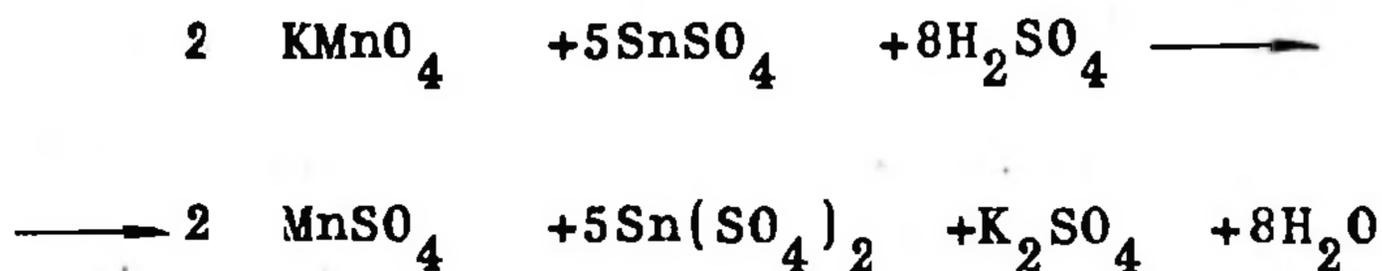
Si scrivono subito i prodotti della reazione, almeno quelli che riguardano ossidante e riducente, (facendo i calcoli mentalmente) e cioè:



e poi si fa il bilancio in questo modo



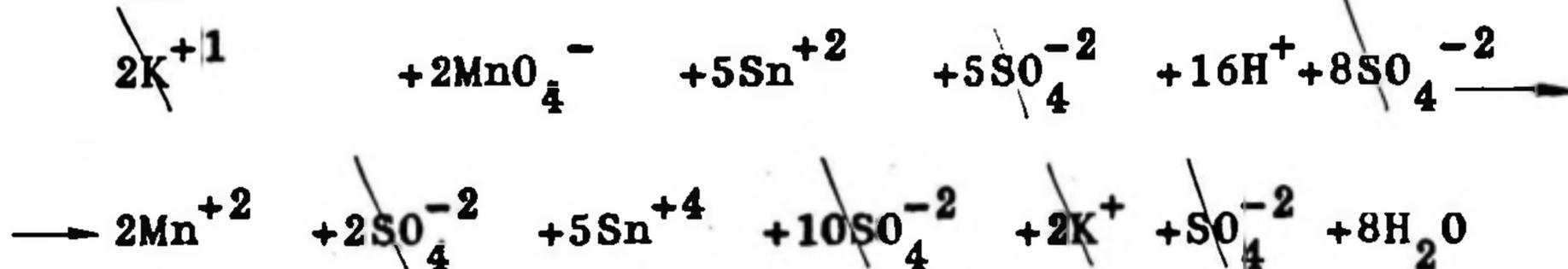
quindi si ha



Tutte queste formule sono di sali: ma i sali, come si sa, nell'acqua non esistono, esistono solo sotto forma di ioni.

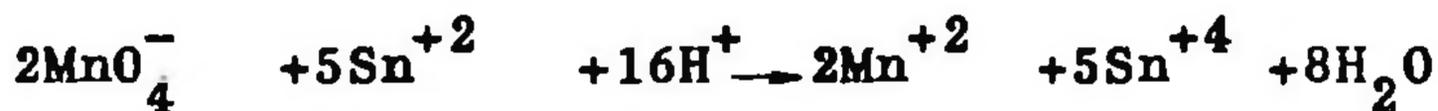
66.

E allora, considerando l' H_2SO_4 sempre diluito, si può scrivere

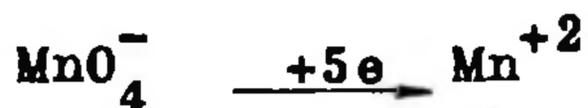


I termini segnati si annullano in quanto sono rimasti dopo la reazione come prima, cioè non hanno reagito.

E allora alla fine si ha:



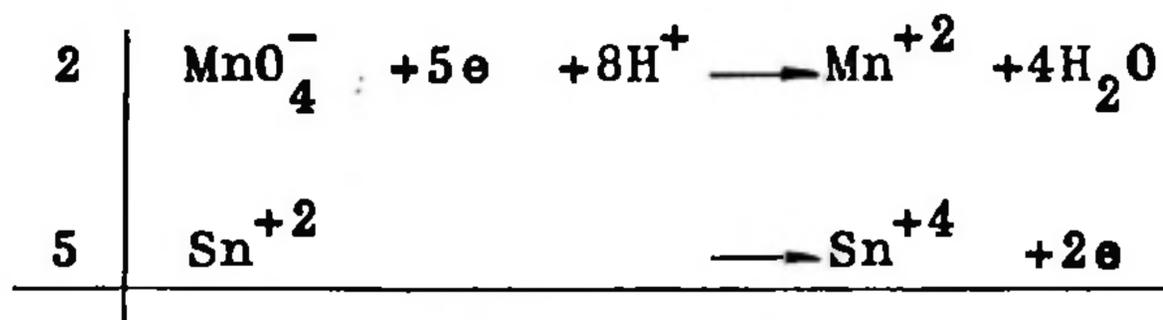
Da cui si vede che il bilancio vero e proprio deve essere posto nella forma



Per bilanciare la prima si deve fare agire con gli H^{+} poichè l'ambiente è acido.

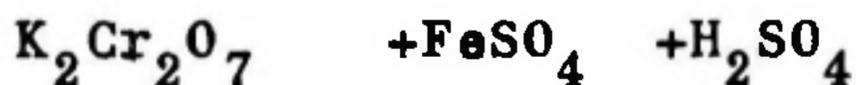
(Se l'ambiente fosse stato basico, si sarebbe dovuto bilanciare con gli OH^{-} .)

In definitiva, da una parte ci sono 6 cariche negative, dall'altra parte 2 positive, e poichè l'ambiente è acido si bilancia con gli H^{+} , quindi + 8H^{+}



ciò abbiamo posto come al solito i coefficienti 2 e 5 del bilancio degli elettroni, poi abbiamo moltiplicato tutti i termini per i coefficienti ponendo nella prima parte tutti gli elementi a sinistra delle frecce, e nella seconda parte tutti gli elementi a destra delle frecce.

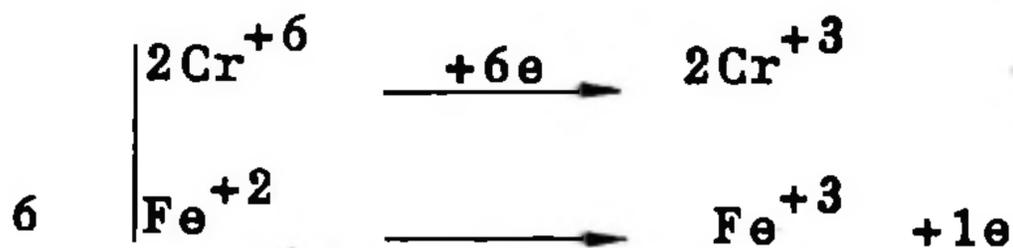
2) Esempio



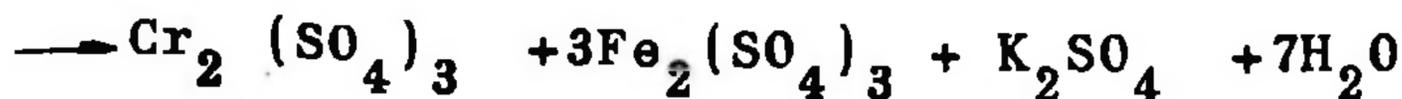
scriviamo subito i prodotti della reazione per l'ossidante e per il riducente.

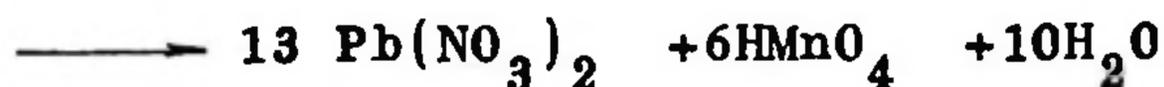
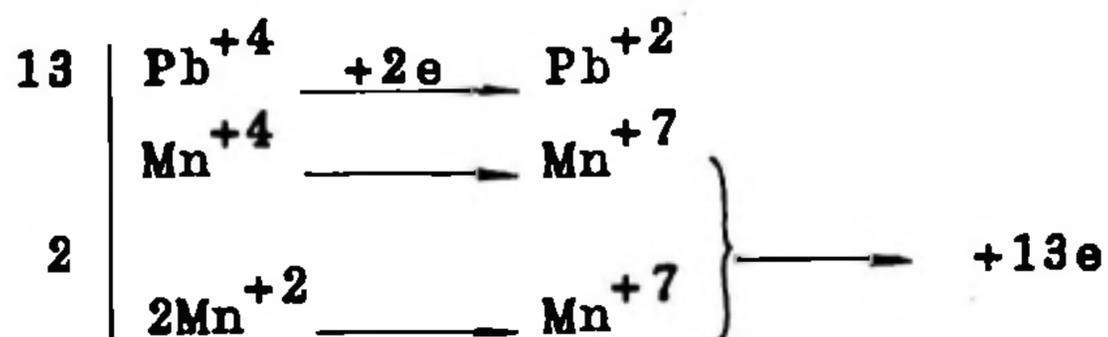
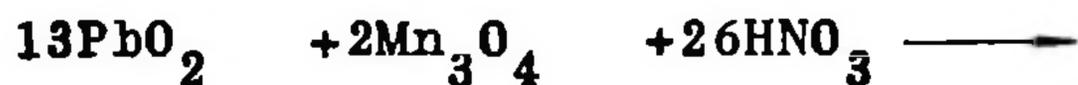


poi facciamo il bilancio

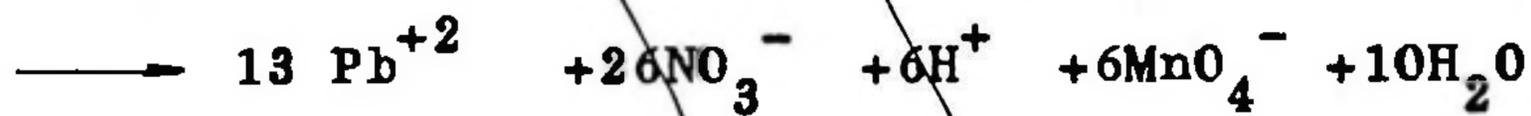


si ha

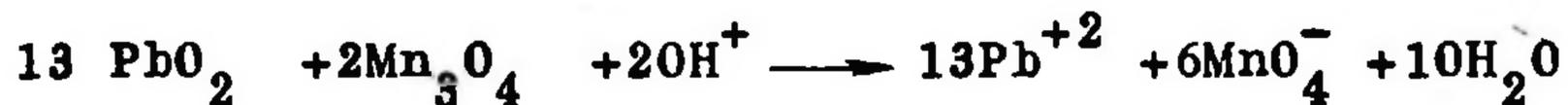


4) Esempio

e allora ionicamente



N.B.- Gli ossidi e gli anidridi non si dissociano in soluzione acquosa.

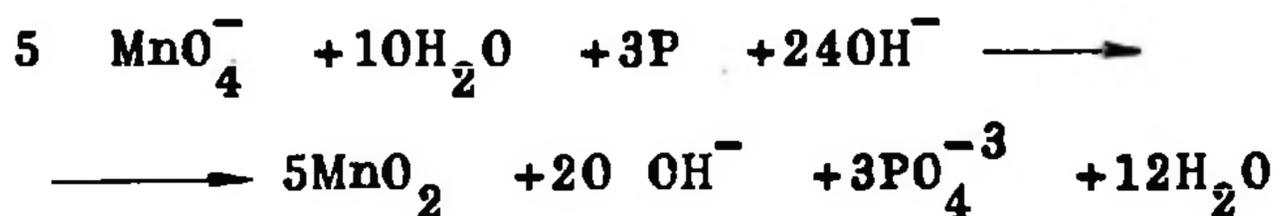
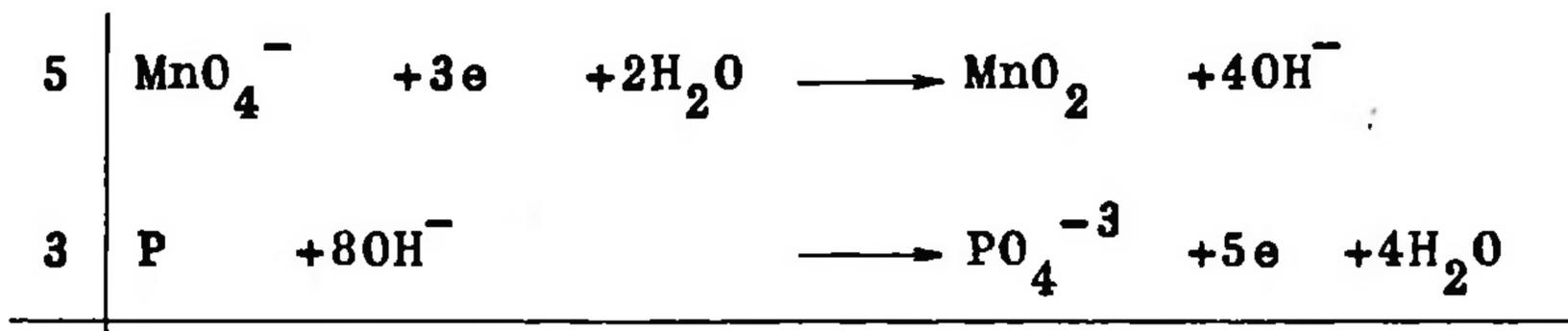
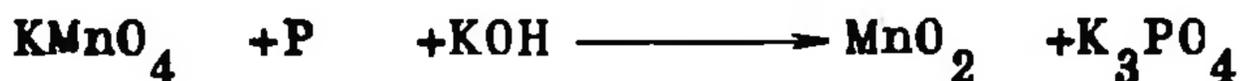


70.

DA TENERE PRESENTE

<u>Acidi forti</u>				<u>Basi forti</u>	
HCl	HF	HBr	HJ	LiOH	NaOH
HClO ₄		HMnO ₄		KOH	
HNO ₃		H ₂ SO ₄ (diluito)		Ca(OH) ₂	Ba(OH) ₂

- 1) Gli acidi e le basi che non sono di questo elenco sono deboli.
- 2) Gli acidi e le basi forti sono completamente dissociate.
- 3) Gli ossidi e le anidridi non si dissociano in soluzione acquosa.
- 4) I sali sono sempre completamente dissociati.
- 5) Non esiste mai un Me^{+x} (Me-metallo, x - valenza qualsiasi), ma sempre il radicale salino.
- 6) In ambiente acido ci vogliono tanti H⁺ quanti ne occorrono per far sì che la somma algebrica delle cariche negative e positive sia nulla.
- 7) In ambiente alcalino si bilancia la reazione con gli OH⁻.
- 8) Gli acidi e le basi deboli sono indissociate.

5) Esempio

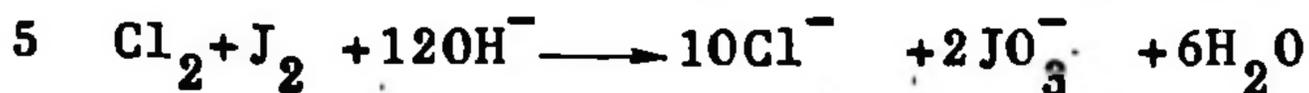
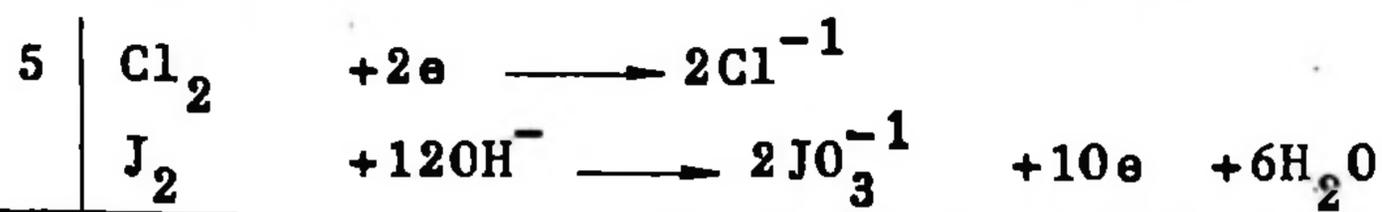
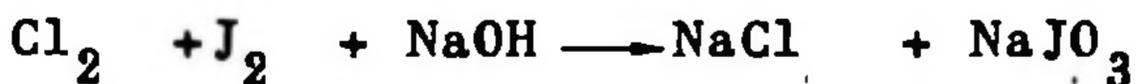
Nella prima riga del bilancio abbiamo completato con 2 molecole di acqua essendoci 4OH^- .

Nella seconda riga abbiamo completato con 4 molecole di acqua essendoci 8OH^- .

Fatte le semplificazioni la reazione si presenta nella forma

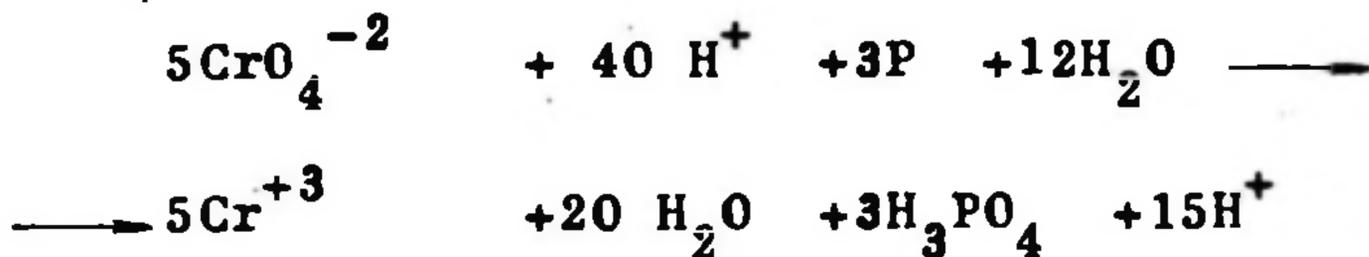


Le prossime ossidoriduzioni saranno date senza la semplificazione finale, che sarà lasciata allo studente.

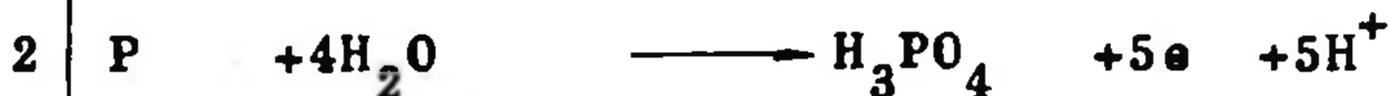
6) Esempio

72.

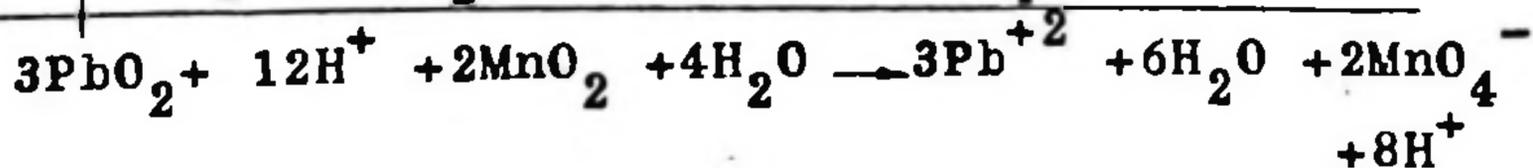
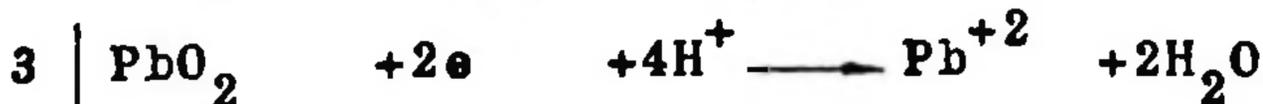
7) Esempio

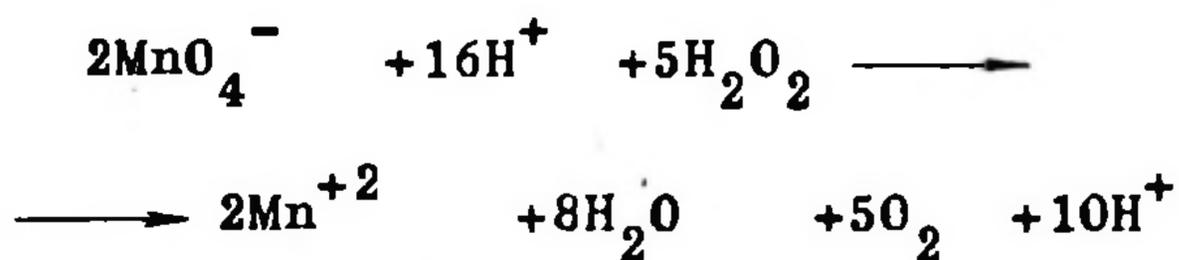
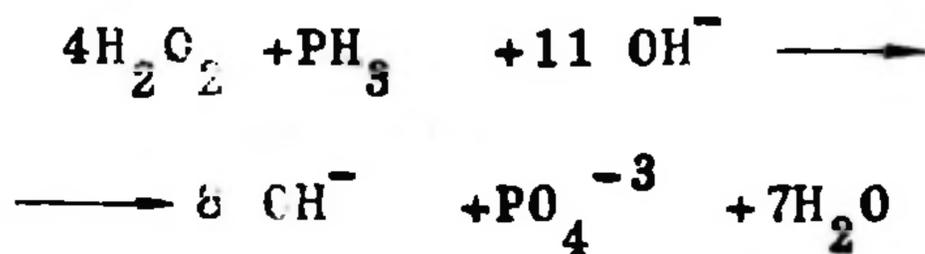
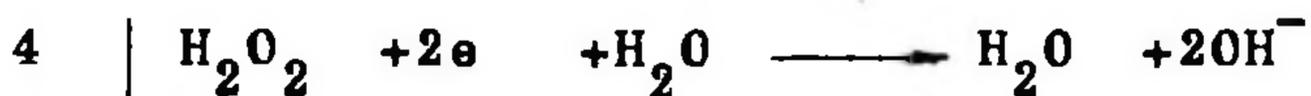
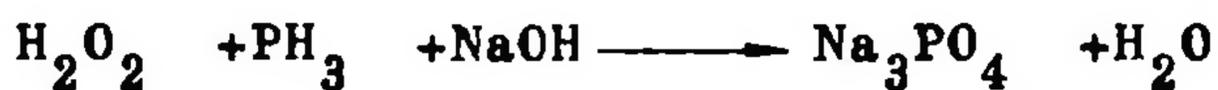


8) Esempio



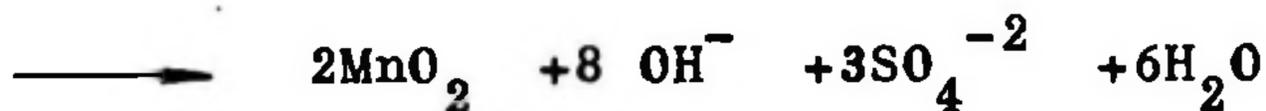
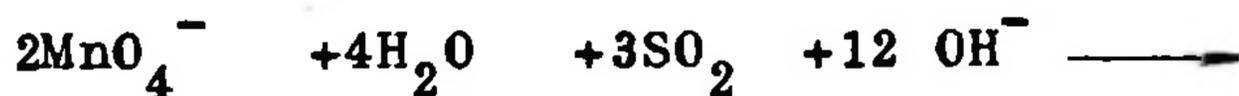
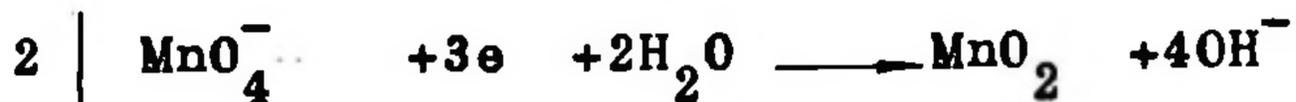
9) Esempio



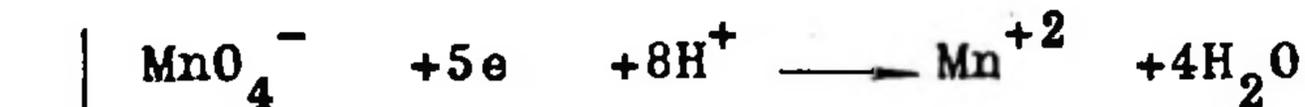
10) Esempio11) Esempio

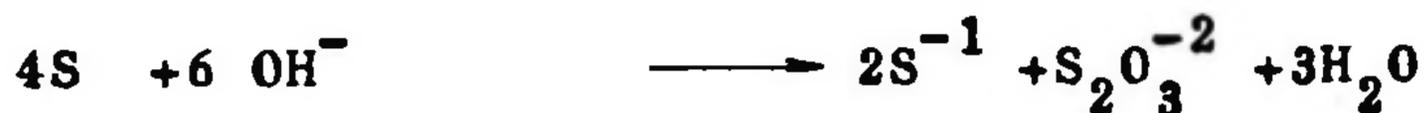
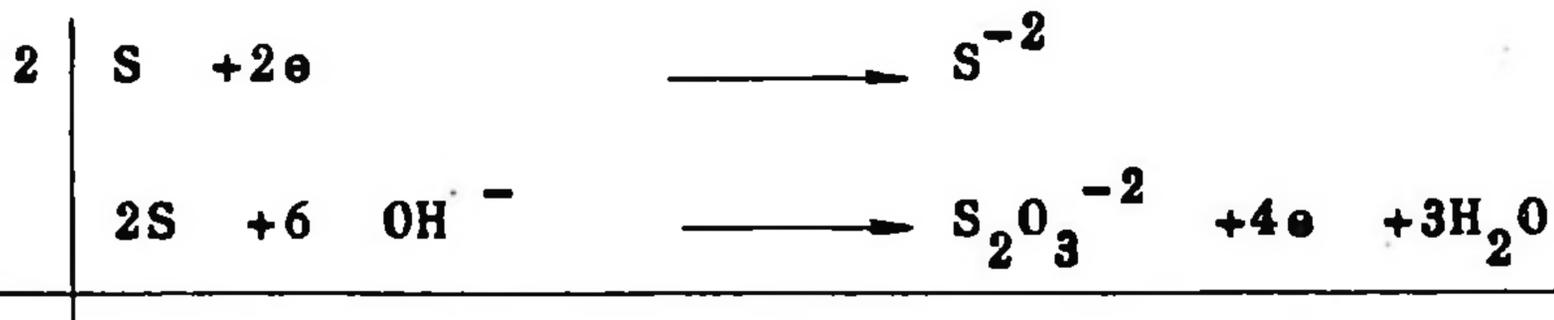
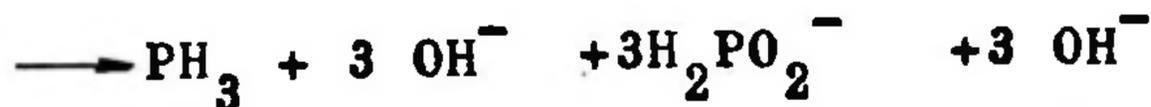
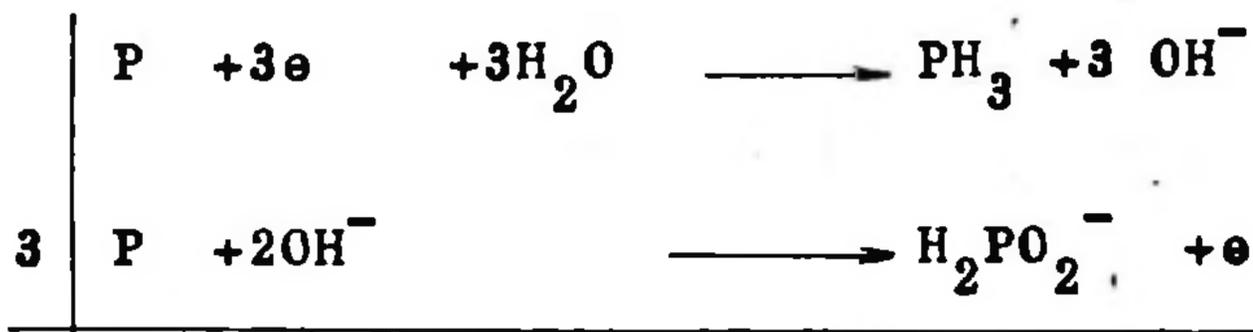
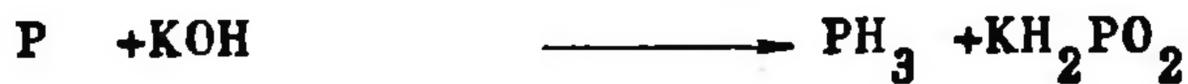
74.

11) Esempio



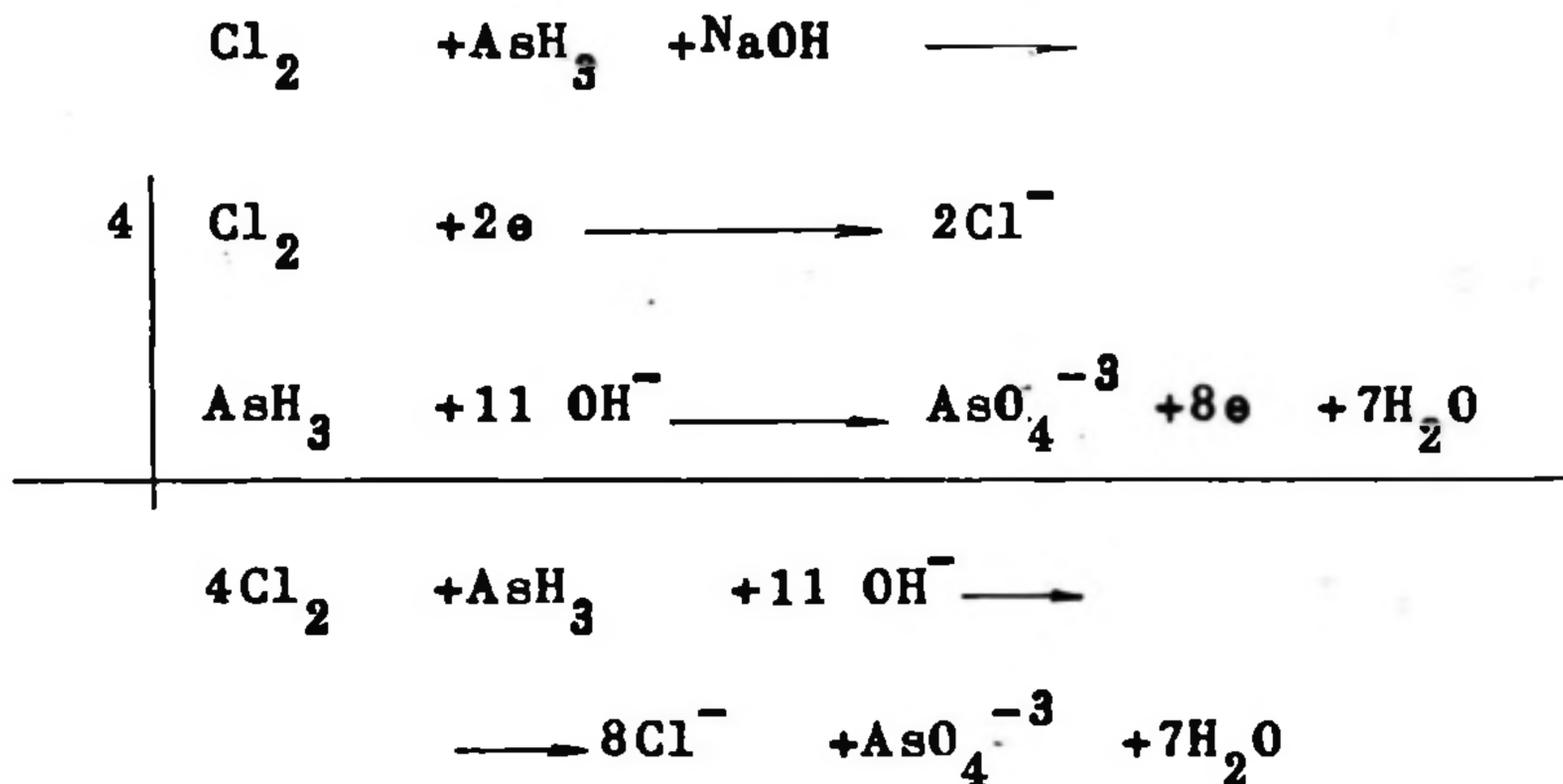
12) Esempio



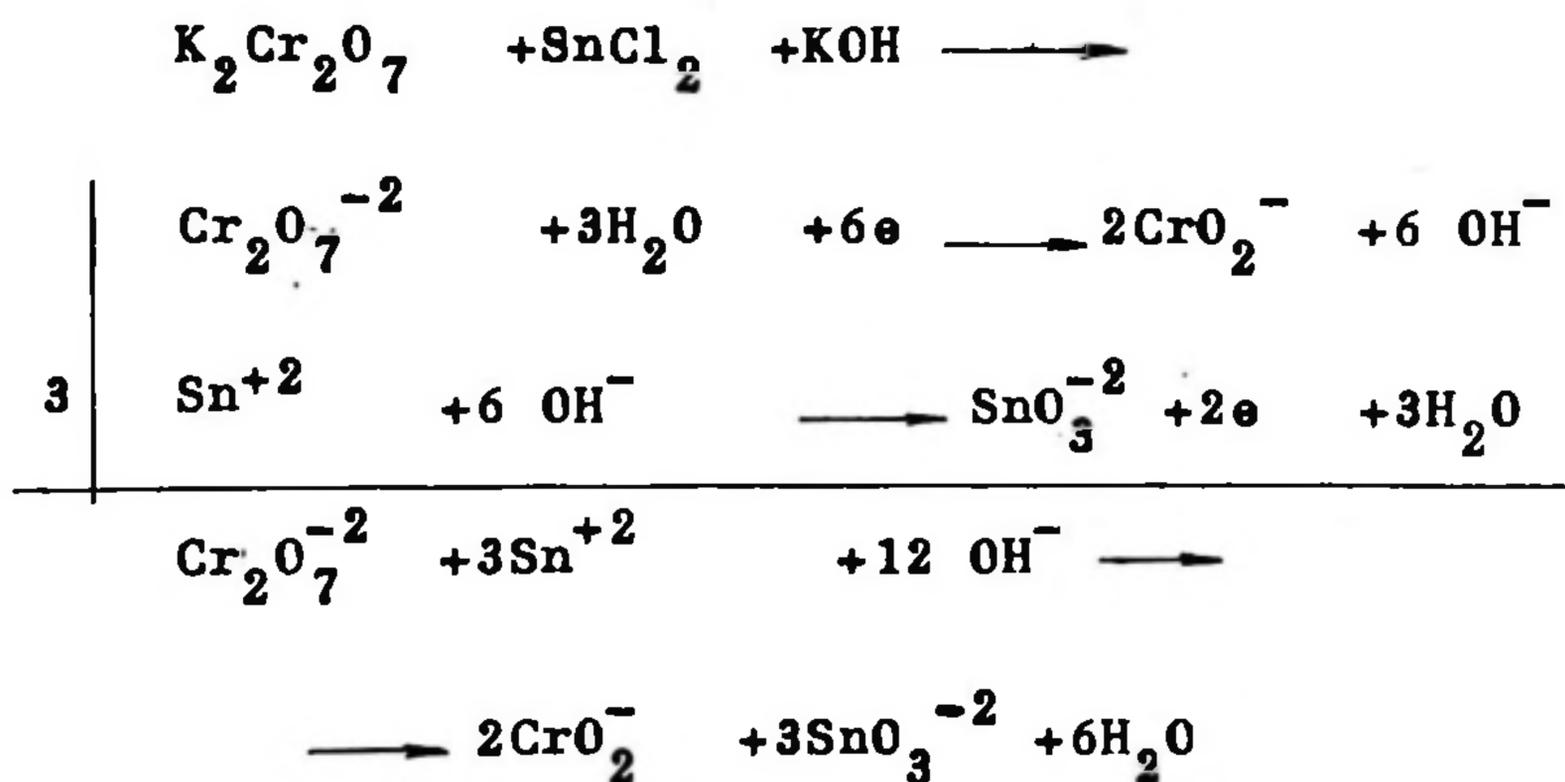
13) Esempio14) Esempio

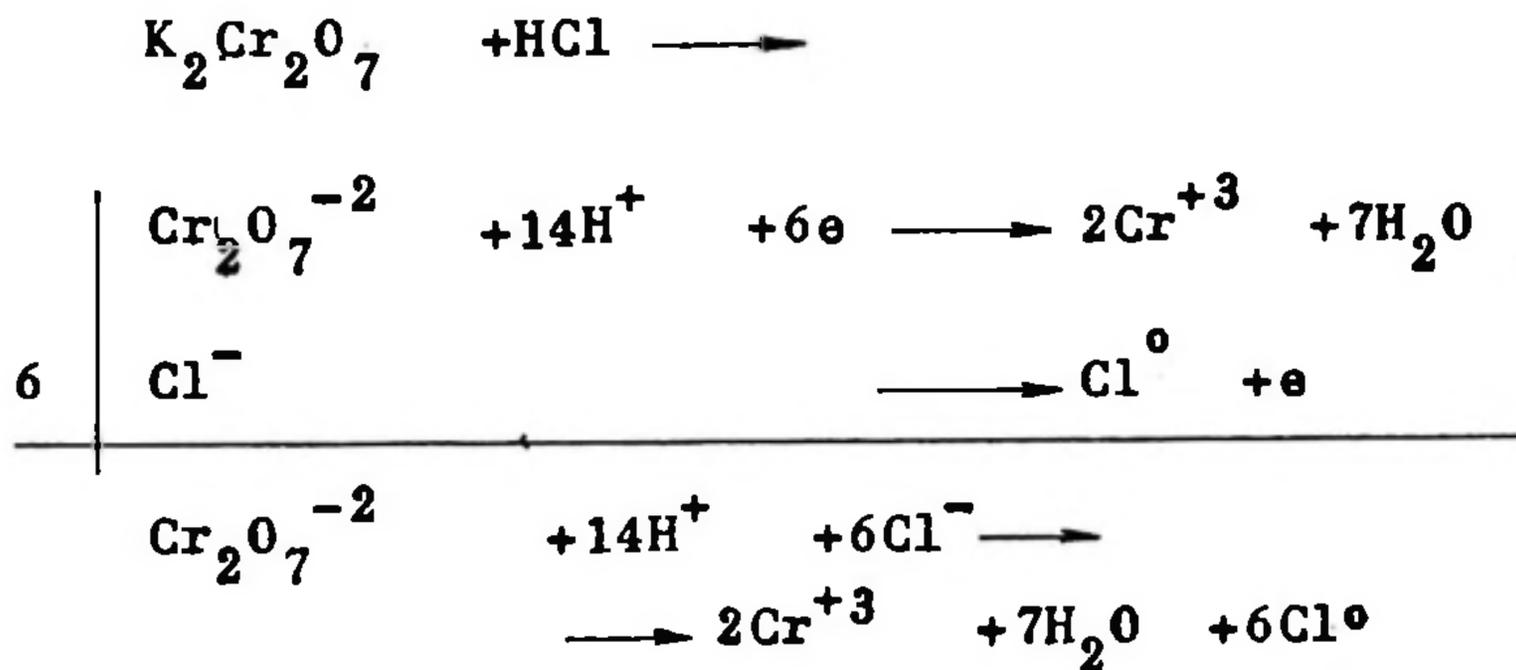
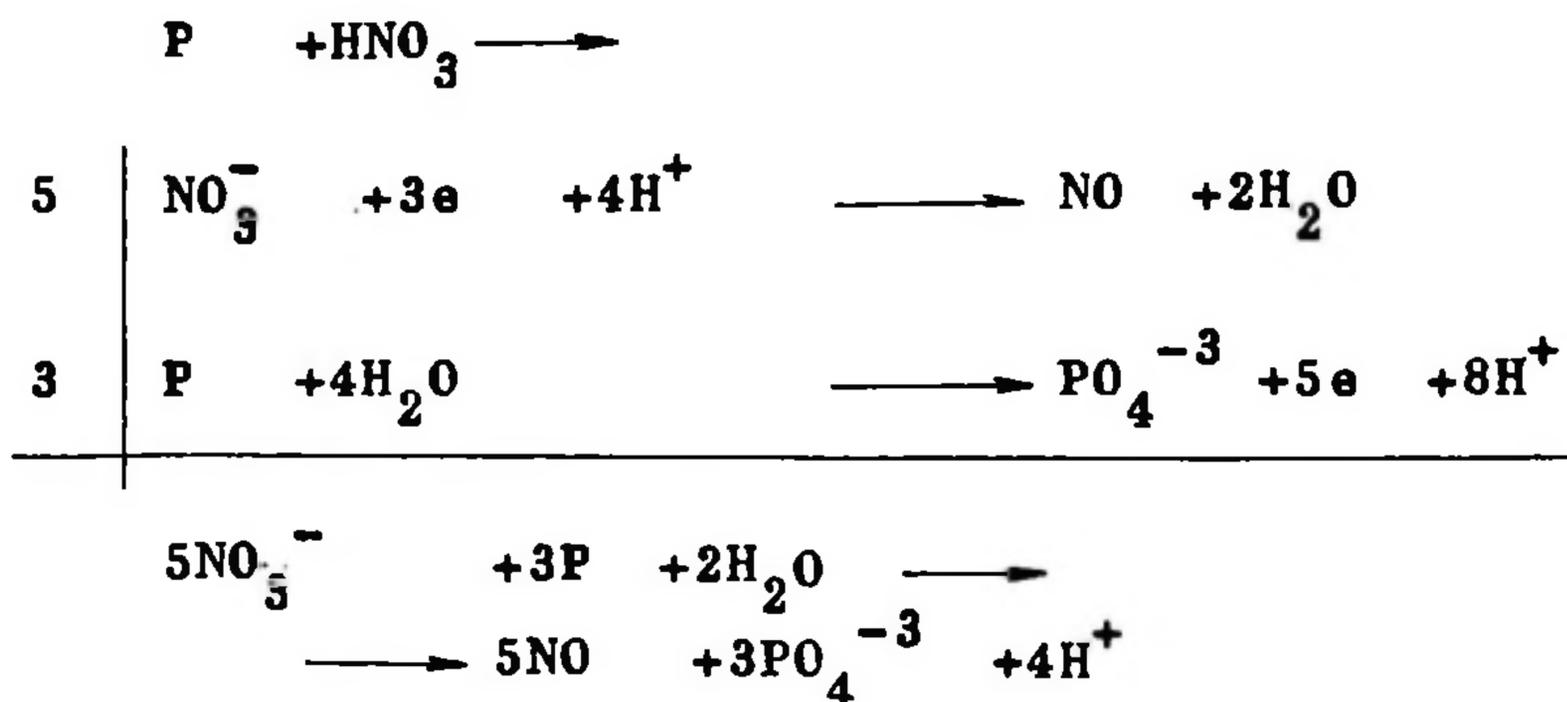
76.

15) Esempio



16) Esempio

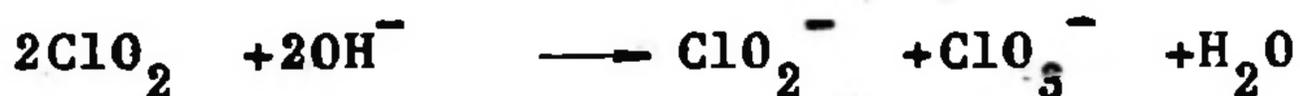
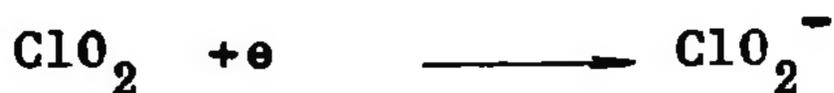
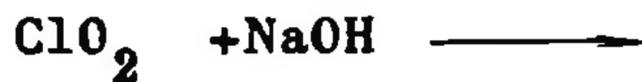


17) Esempio18) Esempio

(Abbiamo già eseguito le semplificazioni da farsi)

78.

19) Esempio



Gli studenti potranno esercitarsi a risolvere con il metodo ionico-elettronico, le ossidoriduzioni svolte precedentemente con il metodo generale.

- - - - -

N.B.-A queste dispense seguiranno altre riguardanti le pile e le ossidoriduzioni ad esse associate.

- - - - -