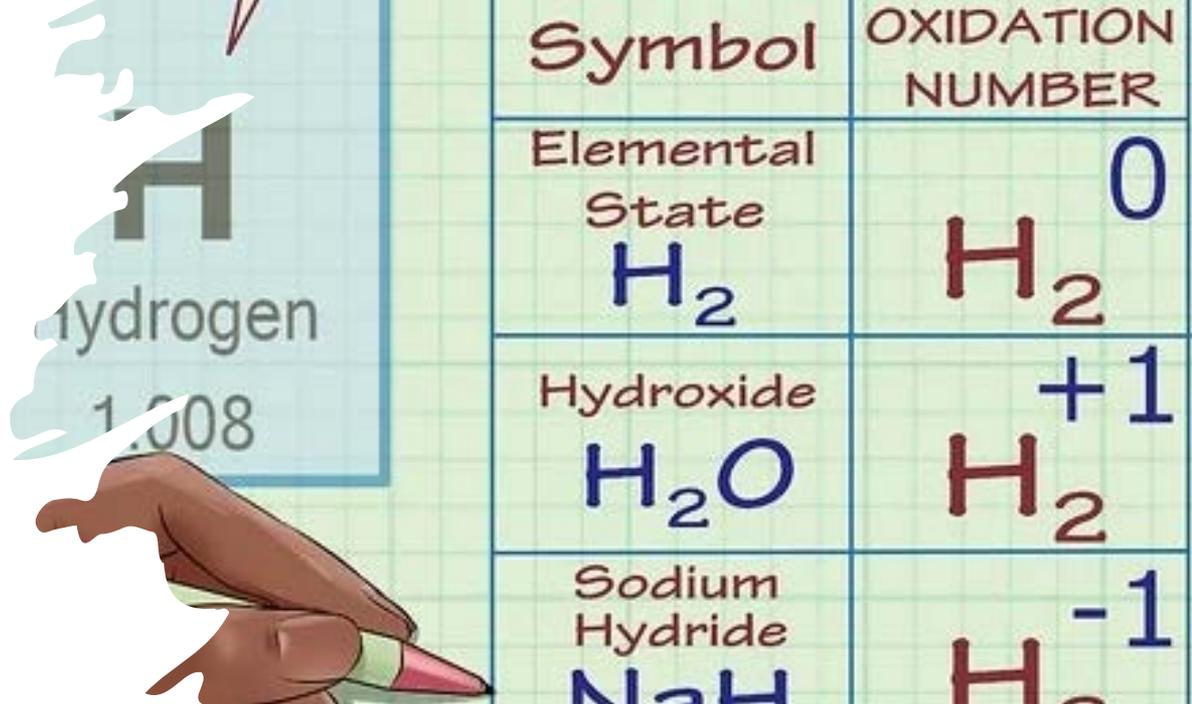


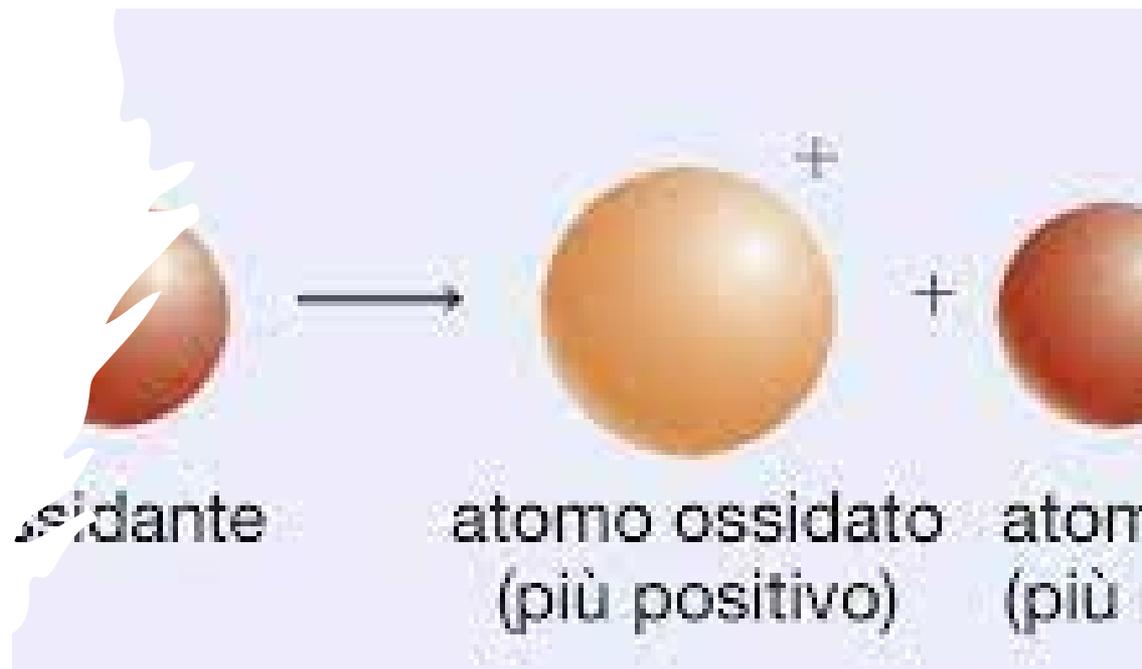
3. REAZIONI CHIMICHE

Tipi di reazioni e bilanciamento



A hand with a pink pencil points to a table of oxidation numbers for hydrogen. The table is on a green grid background. To the left, a portion of a periodic table shows the element Hydrogen (H) with atomic number 1.008.

Symbol	OXIDATION NUMBER
Elemental State H_2	0
Hydroxide H_2O	$+1$
Sodium Hydride NaH	-1



Tipi di reazione

Le reazioni possono essere suddivise in due grosse categorie:

➤ Acido-base

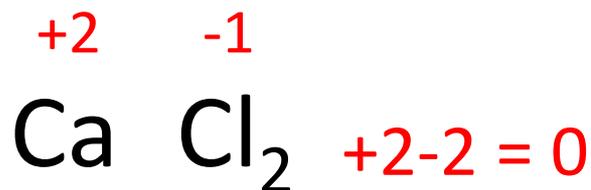
➤ Ossido-riduzione

Se in una reazione variano i numeri di ossidazione degli elementi nei reagenti e nei prodotti allora è una reazione di ossido-riduzione dal momento che si assiste ad uno scambio di elettroni.

NUMERO DI OSSIDAZIONE


e⁻

Si intende, limitatamente ai composti ionici, il numero di elettroni che un atomo cede o acquista quando si lega ed ha segno negativo se acquista, positivo se cede.



NUMERO DI OSSIDAZIONE

Regole a posteriori per ricavare il numero di ossidazione (n.o.)

1. Negli elementi puri ogni atomo ha n.o. pari a 0
2. La somma algebrica di numeri di ossidazione degli elementi costituenti una data specie chimica (molecola o ione) deve essere uguale alla carica netta della specie stessa.
 - ° il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è uguale alla sua carica elettrica
 - ° in una molecola neutra la somma dei n.o. di tutti gli atomi deve essere 0

NUMERO DI OSSIDAZIONE

Regole a posteriori per ricavare il numero di ossidazione (n.o.)

3. Alcuni elementi hanno n.o. sempre costanti:

-° gli elementi del I^o gruppo hanno n.o.=+1, del II^o n.o.=+2, del III^o n.o.=+3:

-° nei gruppi 1 A- 7 A il più alto numero di ossidazione che un elemento può avere è il numero del suo gruppo.

-° i metalli di transizione (1B- 8B) hanno in genere molti n.o. possibili

1 IA																	18 VIIIA	
+1 -1 H																		He
	2 IIA																	
+1 Li	+2 Be																	
+1 Na	+2 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA		
+3 B	+2 +4 -4 * C	+1 +2 +3 +4 +5 -3 N	-1/2 -1 -2 O	-1 F	Ne													
+3 Al	+2 +4 -4 Si	+3 +5 -3 P	+2 +4 +6 -2 S	+1 +3 +5 +7 -1 Cl	Ar													
+1 K	+2 Ca	+3 Sc	+2 +3 +4 Ti	V	+2 +3 +6 Cr	+2 +3 +4 +6 +7 Mn	+2 +3 Fe	+2 +3 Co	+2 +3 Ni	+1 +2 Cu	+2 Zn	+3 Ga	+4 -4 Ge	+3 +5 -3 As	+4 +6 -2 Se	+1 +3 +5 +7 -1 Br	Kr	
+1 Rb	+2 Sr	+3 Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Rh	+2 +4 Pd	+1 Ag	+2 Cd	+3 In	+2 +4 Sn	+3 +5 -3 Sb	+4 +6 -2 Te	+1 +5 +7 -1 I	Xe		
+1 Cs	+2 Ba	La	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	+2 +4 Pt	+1 +3 Au	+1 +2 Hg	+3 +1 Tl	+2 +4 Pb	+3 Bi	+2 Po	-1 At	Rn

+2

Fe Ione ferroso o Ferro (II)

+3

Fe Ione ferrico o Ferro (III)

-° boro B +3, alluminio Al +3, zinco Zn +2, cadmio Cd +2, fluoro F -1

-° l'idrogeno forma solo un legame per cui può avere n.o. = +1 o -1, se cede o acquista e⁻ +1 in tutti i suoi composti tranne negli idruri dei metalli alcalini, alcalino-terrosi e terrosi dove ha n.o. -1. Ad esempio: H₂O, H₃PO₄, NH₃ n.o. +1

NaH, CaH₂, AlH₃ n.o. -1 (idruro di sodio...)

1 IA												18 VIIIA						
+1 -1																		
H	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	He	
+1	+2											+3	+2 +4 -4 *	+1 +2 +3 +4 +5 -3	-1/2 -1 -2	-1		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
+1	+2	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 —	9 —	10 —	11 IB	12 IIB	+3	+2 +4 +4 -4	+3 +5 -3	+2 +4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1		
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
+1	+2	+3	+2 +3 +4		+2 +3 +6	+2 +3 +4 +6 +7	+2 +3	+2 +3	+2 +3	+1 +2	+2	+3	+4 -4	+3 +5 -3	+4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
+1	+2	+3							+2 +4	+1	+2	+3	+2 +4	+3 +5 -3	+4 +6 -2	+1 +5 +7 -1		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc		Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
+1	+2	La							+2 +4	+1 +3	+1 +2	+3 +1	+2 +4	+3	+2	-1		
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	

-° L'ossigeno presenta in tutti i suoi composti n.o. **-2** .

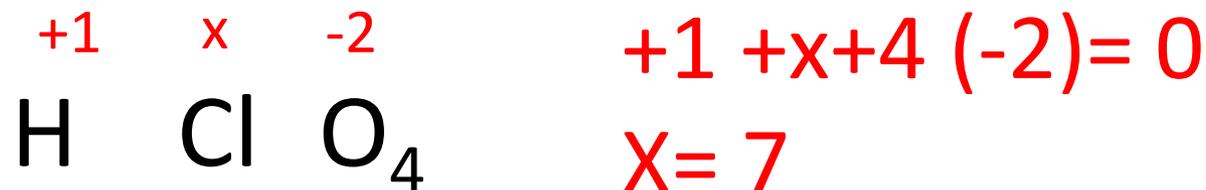
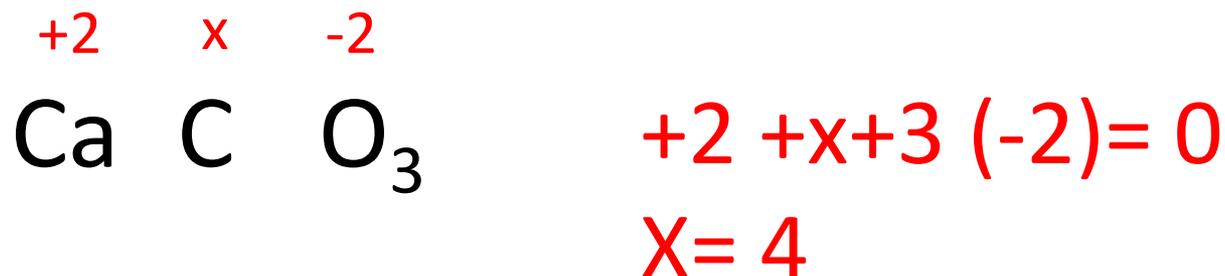
fanno eccezione i perossidi in cui ha n.o. **-1**, H_2O_2 , Na_2O_2 in cui sono legati due atomi di O tra loro —O—O—

e lo ione superossido O_2^{-1} dove un solo e^- appartiene ad entrambi gli atomi, quindi n.o. = **1/2**.

NUMERO DI OSSIDAZIONE

Regole a posteriori per ricavare il numero di ossidazione (n.o.)

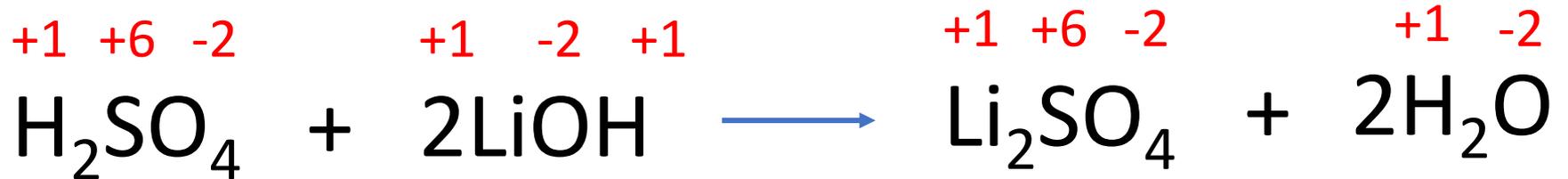
Si applica la regola della $\Sigma \text{n.o.} = 0$



Tipi di reazione

➤ Acido-base

➤ Ossido-riduzione



Acido-base



Ossido-riduzione

Forma di una reazione

➤ Molecolare o completa

➤ Ionica

Es. forma ionica:

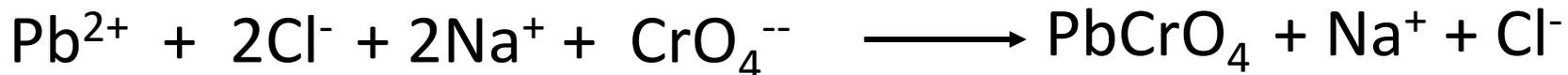


Forma molecolare \longrightarrow Forma ionica

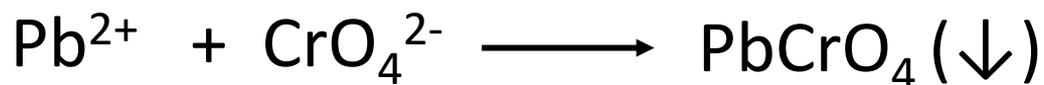
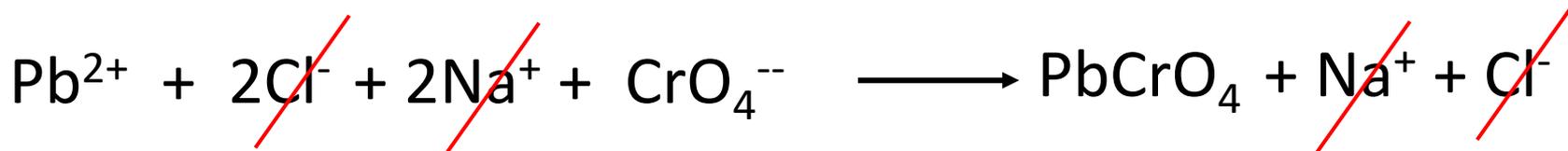


Precipitato, corpo di fondo non solubile.

Primo passaggio è scrivere in forma ionica tutte le specie chimiche che in soluzione acquosa si dissociano. **Si dissociano completamente: i Sali solubili, gli acidi forti e le basi forti**



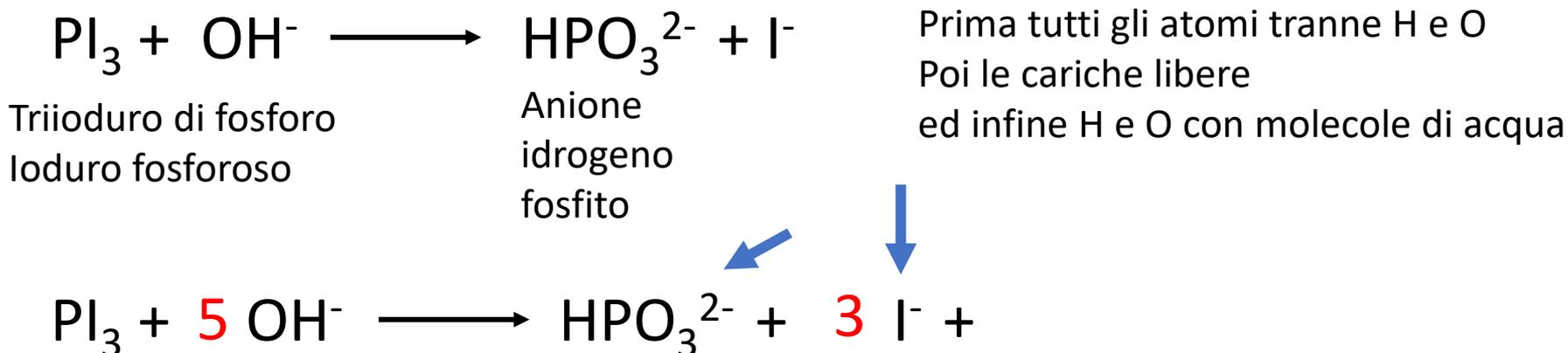
Si eliminano gli ioni comuni presenti a sinistra o a destra, sono detti **ioni spettatori**



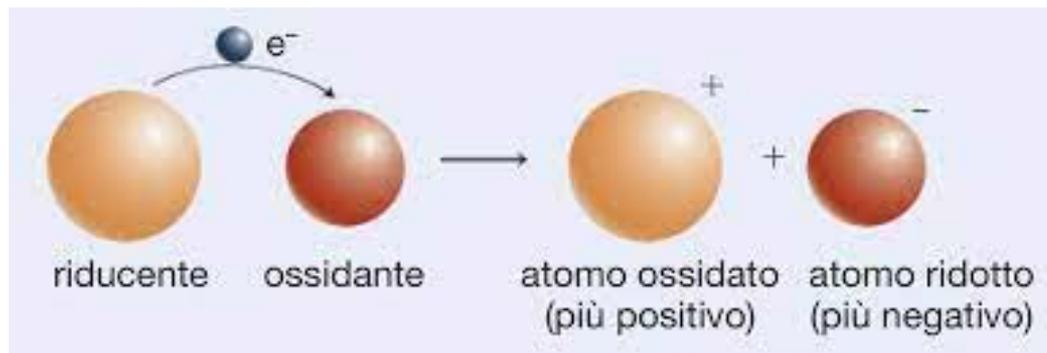
Nota bene:



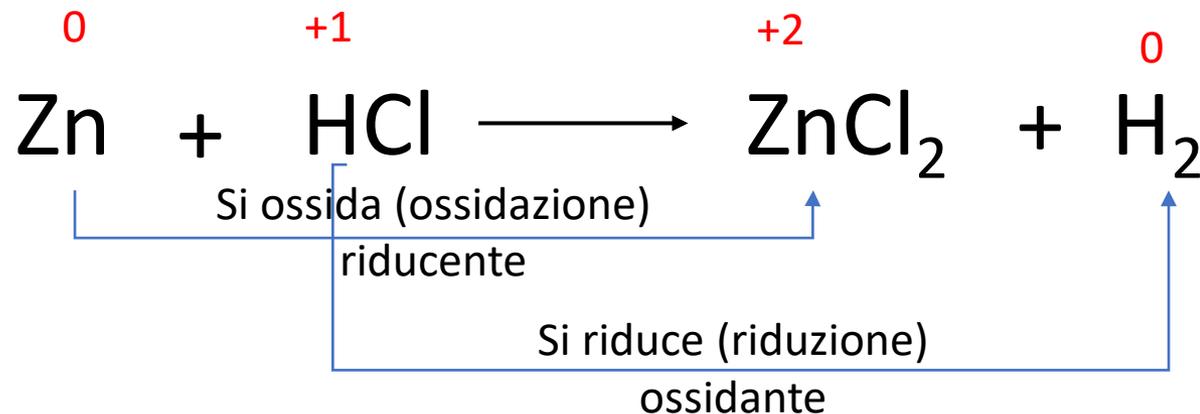
- ❖ Per il bilanciamento delle reazioni si applica la legge di conservazione delle masse come discusso nel precedente capitolo.
- ❖ Per le reazioni in forma ionica, oltre al bilancio delle masse (numero atomi), si deve effettuare anche il bilanciamento delle cariche, per cui il numero delle cariche che compaiono a sinistra deve essere uguale a quello delle cariche che compaiono a destra.
- ❖ Per le reazioni acido-base, si applica prima la legge di conservazione delle masse, dopodiché il bilancio di H e O (se presenti nella reazione) viene effettuato per ultimo, attraverso un opportuno numero di molecole di H₂O.



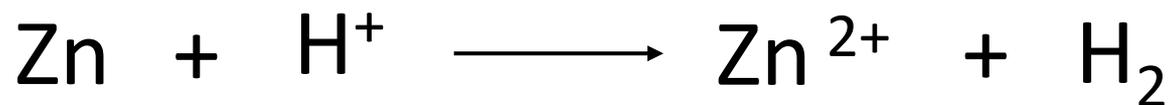
Reazioni di ossido-riduzione



Riducente perché cedendo e^- riduce l'altra specie che acquista e^-
Ossidante perché acquista e^- e permette all'altra specie di ossidarsi



Cl ione spettatore



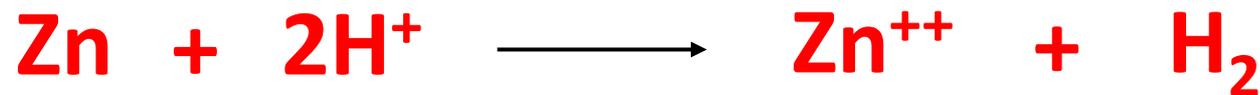
Forma ionica

Reazioni di ossido-riduzione

Semireazione di ossidazione



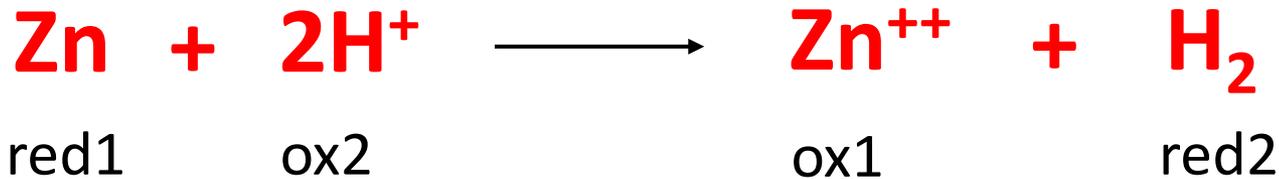
Semireazione di riduzione



Reazioni di ossido-riduzione

n.o. più alto \longrightarrow STATO OSSIDATO ox ossidante

n.o. più basso \longrightarrow STATO RIDOTTO red riducente



Zn/Zn^{++}
 H^+/H_2

Coppia coniugata di ox-red



La forma ridotta di una generica sostanza RED1 reagisce con la forma ossidata di un'altra sostanza OX2. RED1 perde elettroni e si trasforma in OX1 mentre la forma ossidata OX2 acquista elettroni e si trasforma in RED2, sua coniugata ridotta

Nota bene:

Nel caso di quegli elementi con più di due n.o., le forme con n.o. intermedio possono comportarsi sia da forma ossidata che da forma ridotta

-1

Cl^- Sempre forma ridotta

Ione cloruro

+1

ClO^-

Ione ipoclorito

+3

ClO_2^-

Ione clorito

+5

ClO_3^-

Ione clorato

Sia forma ridotta che ossidata

+7

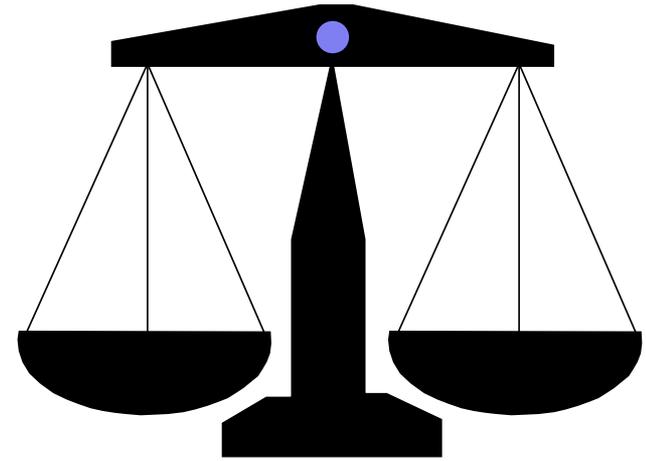
ClO_4^-

Sempre forma ossidata

Ione perclorato

Reazioni di ossido-riduzione

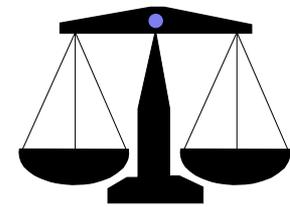
BILANCIAMENTO



1. Metodo della variazione dei numeri di ossidazione (Δ n.o.)
2. Metodo delle semireazioni di ossido-riduzione

Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO

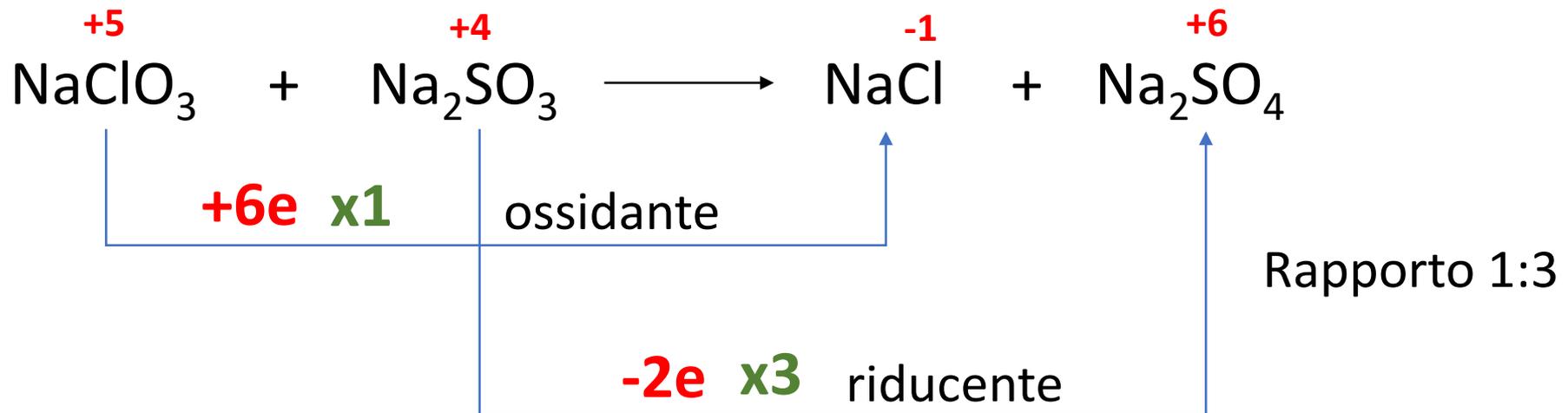


1. Metodo della variazione dei numeri di ossidazione (Δ n.o.)

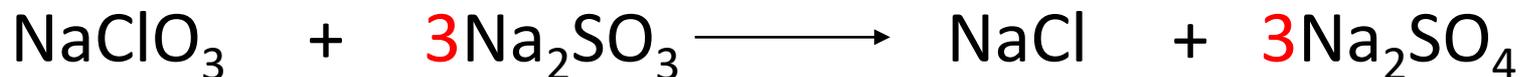
Consiste nel fare in modo che il numero di elettroni ceduti dal riducente sia uguale al numero di elettroni acquistati dall'ossidante

1. Individuare ossidante e riducente

2. Bilanciare elettroni

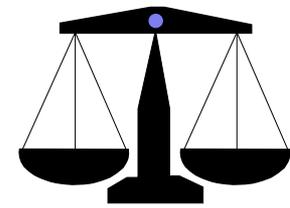


3. Bilanciamento prodotti



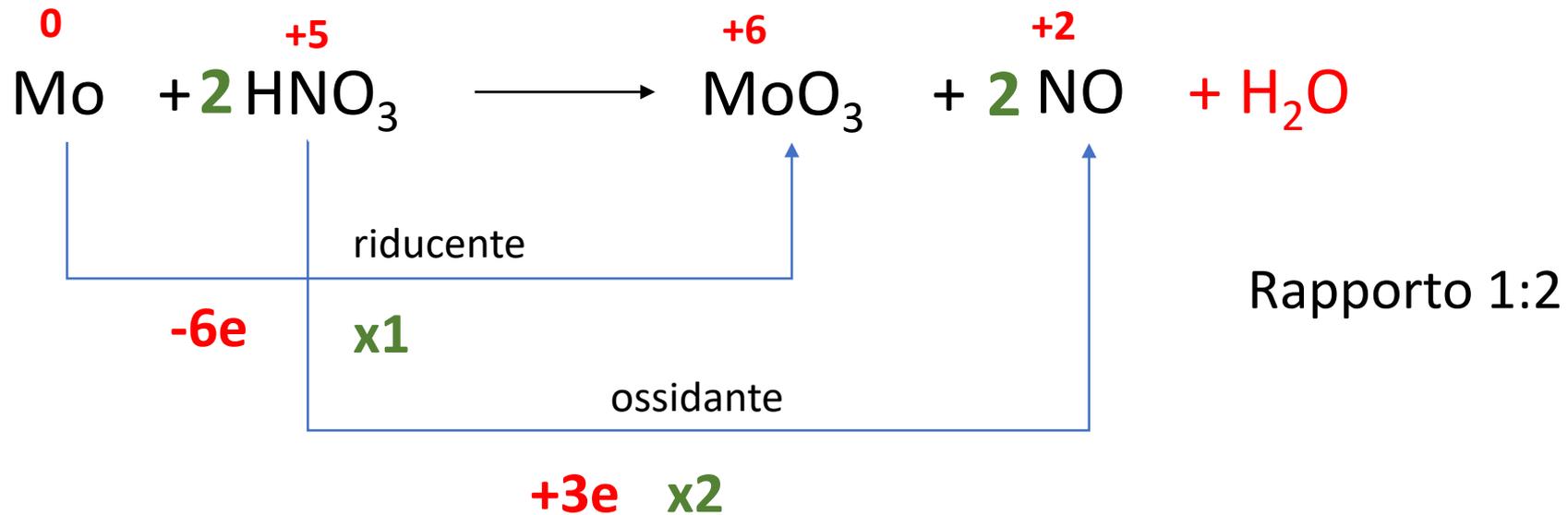
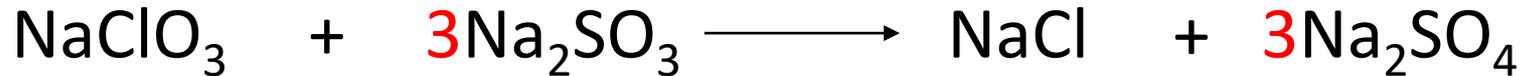
Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO



1. Metodo della variazione dei numeri di ossidazione (Δ n.o.)

4. l'ultimo bilanciamento è quello di H e O con molecole di H_2O

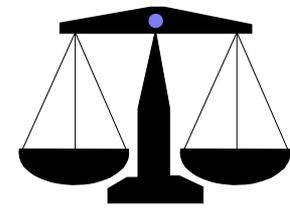


Acido nitrico

triossido di molibdeno

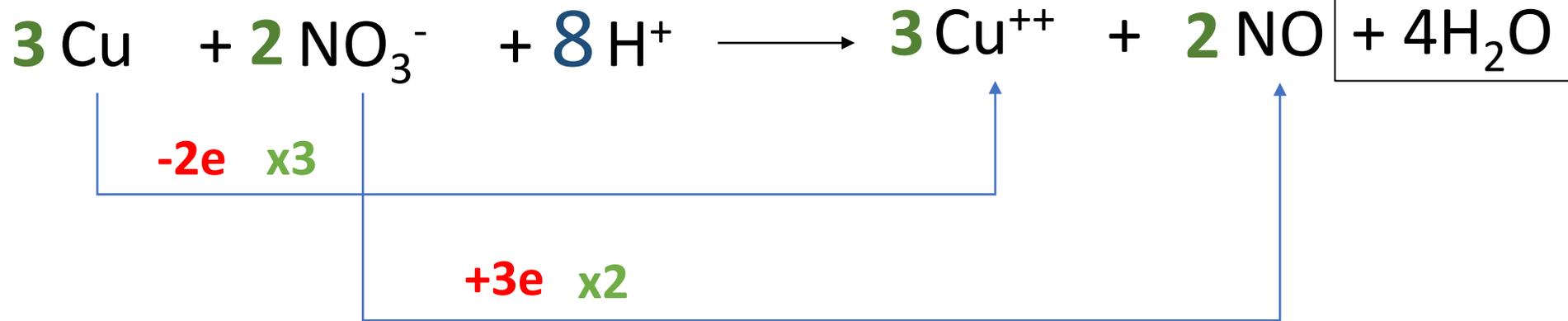
Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO



1. Metodo della variazione dei numeri di ossidazione (Δ n.o.)

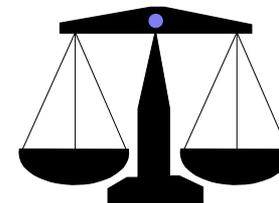
Reazione in forma ionica {
Ambiente acido H^+
Ambiente basico OH^-



$$-2 + H^+ = +6 \quad \Rightarrow \quad H^+ = 8$$

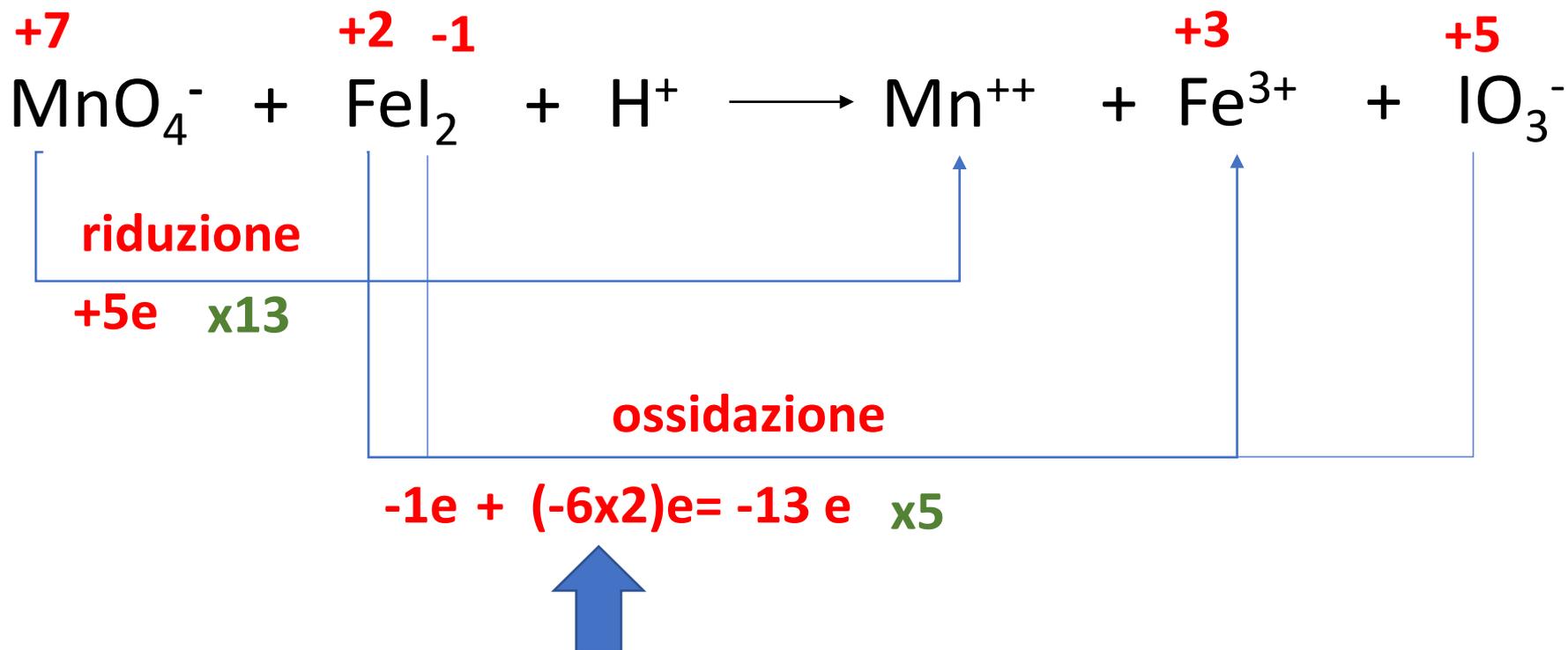
Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO



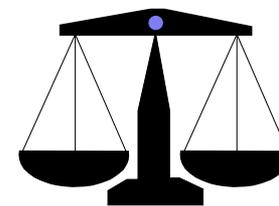
1. Metodo della variazione dei numeri di ossidazione (Δ n.o.)

Sia Fe che I si ossidano

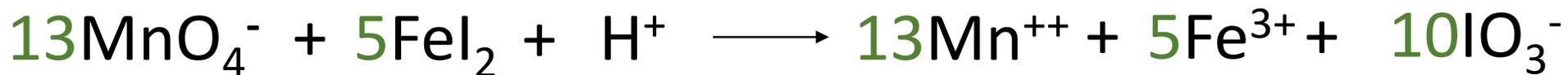


Reazioni di ossido-riduzione

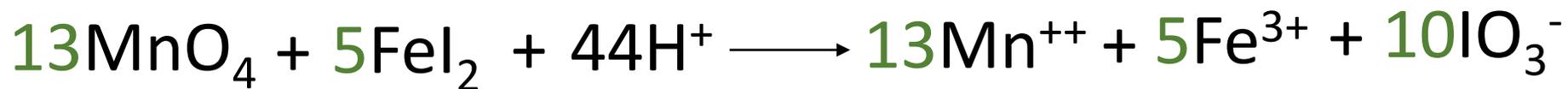
BILANCIAMENTO



1. Metodo della variazione dei numeri di ossidazione (Δ n.o.)

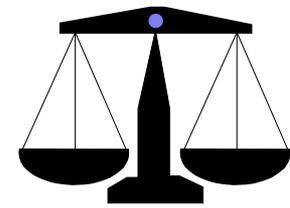


$$-13 + \text{H}^+ = 26 + 15 - 10 \quad \longrightarrow \quad \text{H}^+ = 44$$

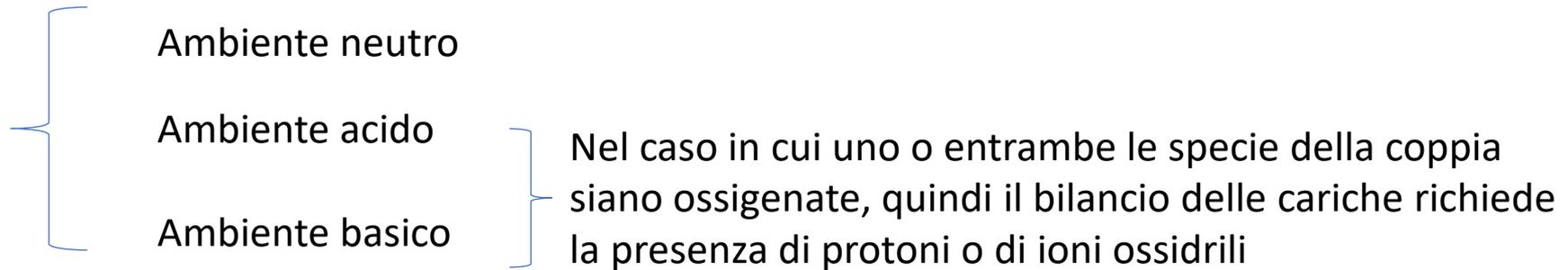


Reazioni di ossido-riduzione

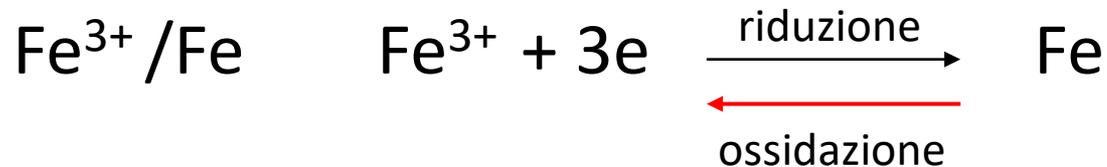
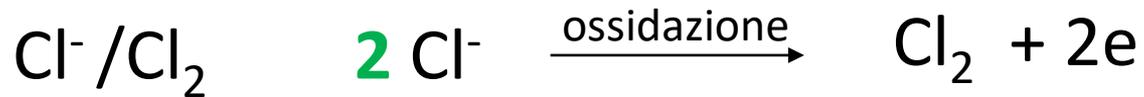
BILANCIAMENTO



2. Metodo delle semireazioni di ossido-riduzione

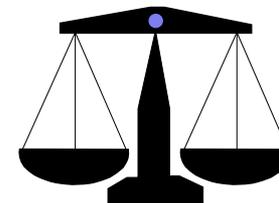


Ambiente neutro



Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO



2. Metodo delle semireazioni di ossido-riduzione

Ambiente acido

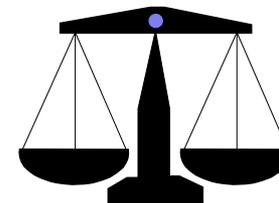


$$+2 = -1 - 5 + \text{H}^+ \quad \Rightarrow \quad \text{H}^+ = 8$$



Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO



2. Metodo delle semireazioni di ossido-riduzione

Ambiente basico

N_2/NH_3

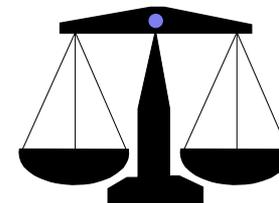


$-6 = OH^-$

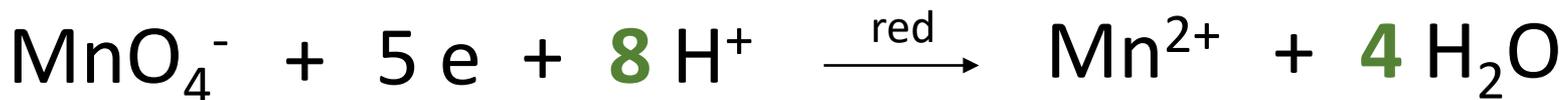
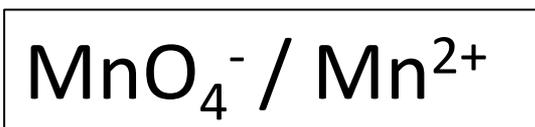
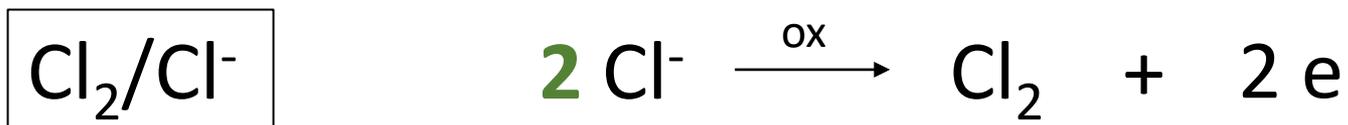
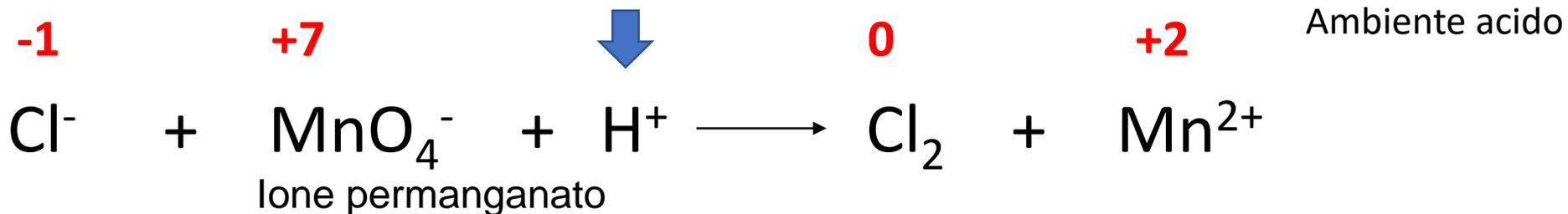
A blue line starts from the 'OH-' in the equation below, extends horizontally to the right, then turns vertically upwards with an arrowhead pointing to the '6OH-' in the equation above.

Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO

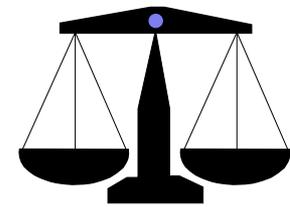


2. Metodo delle semireazioni di ossido-riduzione

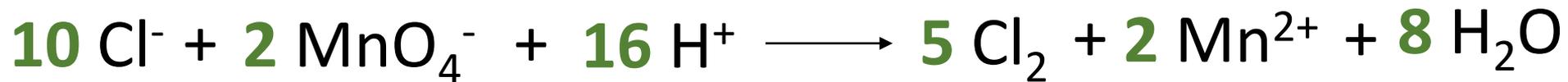
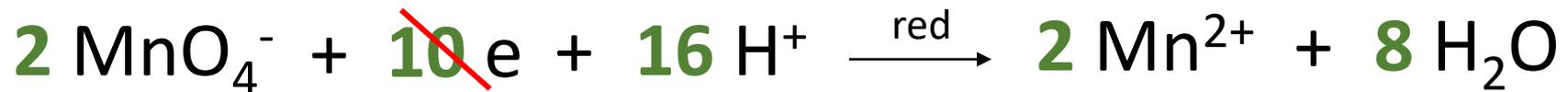
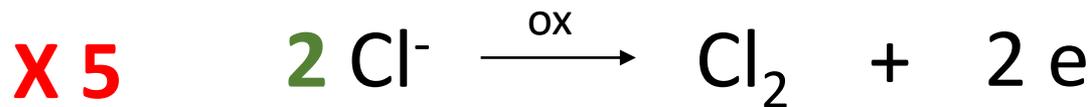


Reazioni di ossido-riduzione

BILANCIAMENTO



2. Metodo delle semireazioni di ossido-riduzione



Riduzione dei termini comuni come in un'equazione matematica