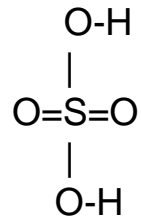


Reazioni di ossido-riduzione (red-ox)

numero di ossidazione (n.ox.) : la carica formale fittizia che un elemento o un composto assumono ipotizzando una completa separazione delle cariche di legame

es. acido solforico



idrogeno: +1
zolfo: +6
ossigeno: -2

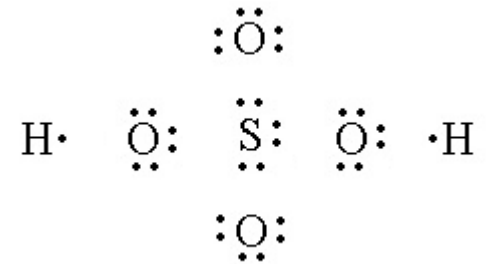
es. acqua



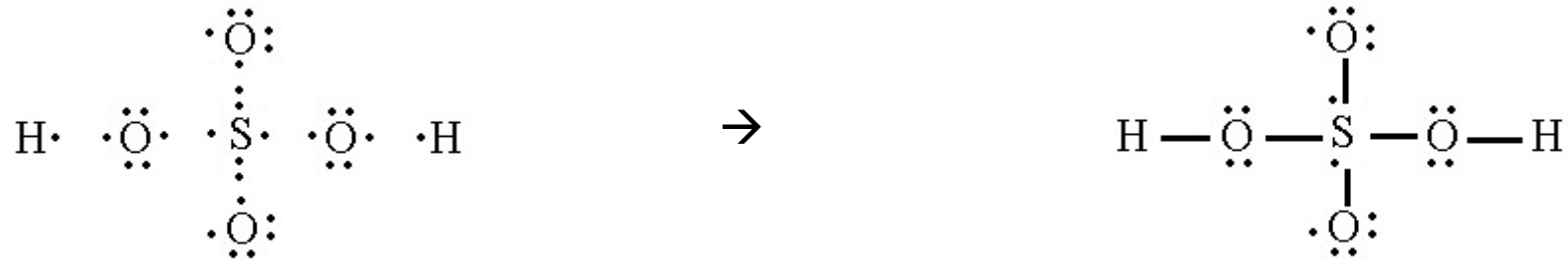
idrogeno: +1
ossigeno: -2

- la somma dei numeri di ossidazione degli elementi di una molecola neutra è zero
- in uno ione la somma dei numeri di ossidazione dei suoi elementi deve essere uguale alla carica dello ione medesimo

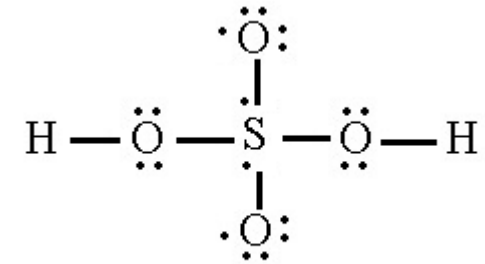
- Nelle strutture di Lewis l'atomo di H è sempre terminale (legato ad un solo atomo)
- Nei composti poliatomici, in genere, l'atomo centrale è quello a più bassa elettronegatività
- Si disegna, tenendo conto dei precedenti due criteri, la struttura di Lewis della molecola



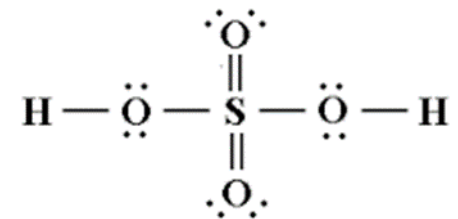
- Si sistemano per primi (a coppie) gli elettroni di legame



- Si verifica il completamento dell'ottetto degli atomi legati a quello centrale (doppietto nel caso di H)
- Se avanzano elettroni si collocano sull'atomo centrale



- Se l'atomo centrale ha più di 8 elettroni attorno a sé, si formano doppi o tripli legami in modo da annullare quante più cariche formali è possibile



- una reazione di ossidoriduzione comporta uno scambio di elettroni
- quando, durante una reazione chimica, un elemento si ossida, perdendo elettroni, deve esistere un altro elemento che, acquistandoli, si riduce
- le reazioni di ossidazione e di riduzione devono necessariamente avvenire contemporaneamente
- si definiscono reazioni di ossidoriduzione o **reazioni redox** (red-ox)

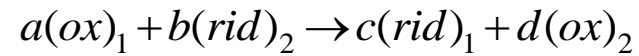
ossidazione

- un elemento chimico si ossida quando, durante una reazione, il suo numero di ossidazione aumenta
- l'elemento che si ossida perde tanti elettroni quanti sono indicati dalla variazione del suo numero di ossidazione
- gli elettroni sono ceduti alla specie che si riduce
- l'elemento che si ossida svolge la funzione di riducente

riduzione

- un elemento chimico si riduce quando, durante una reazione, il suo numero di ossidazione diminuisce
- l'elemento che si riduce acquista tanti elettroni quanti sono indicati dalla variazione del suo numero di ossidazione
- gli elettroni sono acquistati dalla specie che si riduce
- l'elemento che si riduce svolge la funzione di ossidante

bilanciamento delle reazioni redox

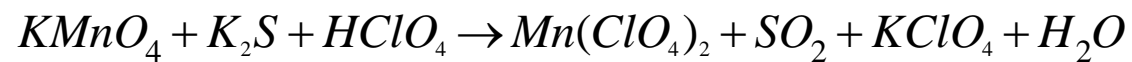


ox₁ rid₁

ox₂ rid₂

→

coppie ossidoriduttive



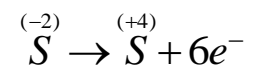
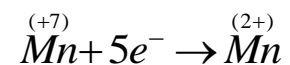
Metodo schematico

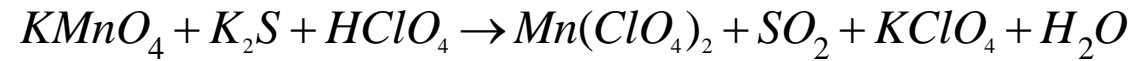
- si individua il valore del n.ox. di tutti gli elementi
- si individua la specie ossidante e quella riducente



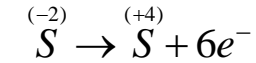
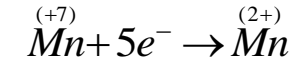
definiamo $n_1 = n^\circ$ elettroni **acquistati** dalla specie **ossidante** (che si **riduce**)

definiamo $n_2 =$ " " **ceduti** " **riducente** (che si **ossida**)

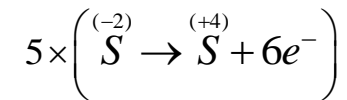
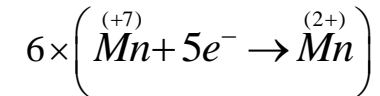




- il numero di elettroni scambiati deve essere lo stesso $\rightarrow n_1 = n_2$

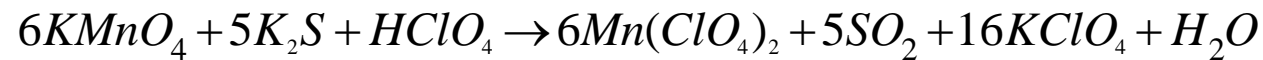


- minimo comune multiplo = $5 \times 6 = 30$



- si procede al bilanciamento delle masse della reazione

per il potassio (K) $\rightarrow 6K + (5 \times 2)K = 16K$



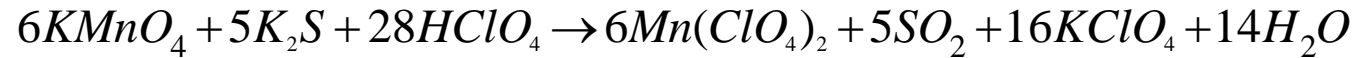
per il gruppo $(ClO_4)^-$ $\rightarrow 6 \times 2 + 16 = 28$



rimangono da bilanciare H e O



28 moli di $HClO_4 \rightarrow 14$ moli di H_2O

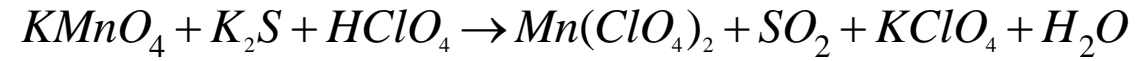


per l'ossigeno la situazione è già bilanciata

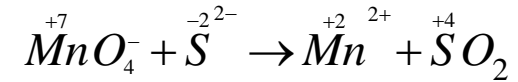
$$(6 \times 4 + 28 \times 4 = 6 \times 8 + 5 \times 2 + 16 \times 4 + 14) = 136$$

Metodo ionico-elettronico

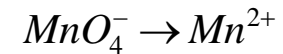
- si divide la reazione nelle due semireazioni
- si bilancia il numero di atomi dell'elemento che cambia stato di ossidazione
- si riporta il numero di elettroni coinvolto scrivendoli SEMPRE dal lato della forma ossidata
- si bilancia la carica elettrica con H^+ se la reazione avviene in ambiente acido e OH^- se la reazione avviene in ambiente alcalino
- si bilanciano H e O con un numero corrispondente di molecole di H_2O
- si calcola il m.c.m. del numero di elettroni acquistati e ceduti dalle 2 coppie
- si moltiplicano le due semireazioni per il quoziente tra il m.c.m. e il numero di elettroni scambiati nella semireazione
- si sommano le due semireazioni semplificando i termini simili



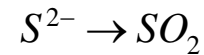
- si divide la reazione nelle due semireazioni



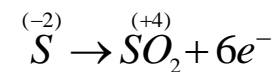
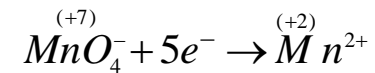
semireazione di riduzione (coppia ossidante)



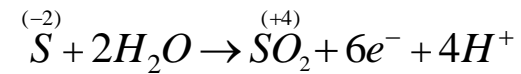
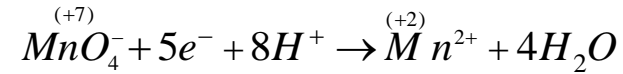
semireazione di ossidazione (coppia riducente)



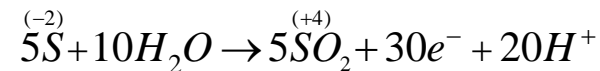
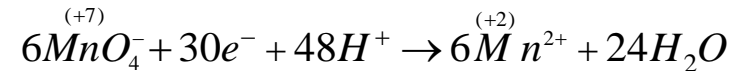
- si bilancia il numero di atomi dell'elemento che cambia stato di ossidazione
- si riporta il numero di elettroni coinvolto scrivendoli SEMPRE dal lato della forma ossidata



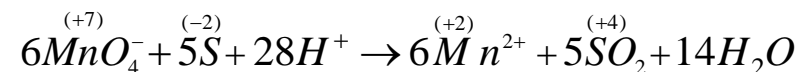
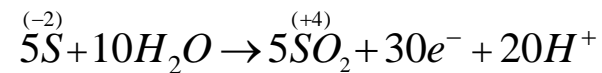
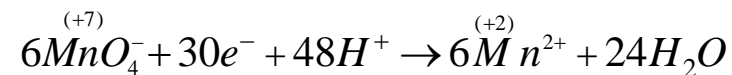
- si bilancia la carica elettrica con H^+ se la reazione avviene in ambiente acido e OH^- se la reazione avviene in ambiente alcalino
- si bilanciano H e O con un numero corrispondente di molecole di H_2O

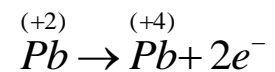
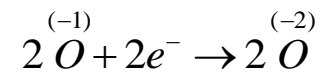
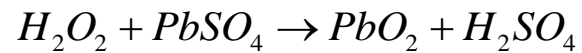


- si calcola il m.c.m. tra 5 e 6 = 30 e si moltiplicano le due semireazioni per $\frac{30}{6} = 5$ e $\frac{30}{5} = 6$

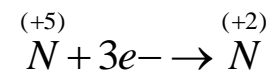
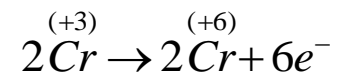
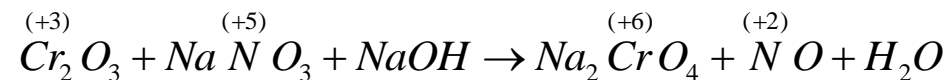
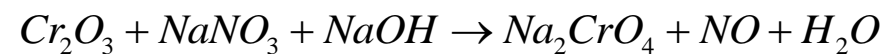
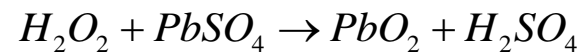


si sommano membro a membro le due semireazioni

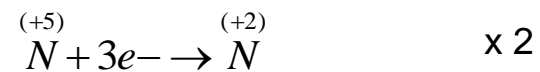


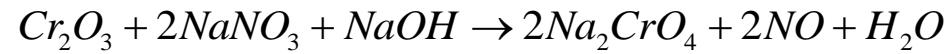


m.c.m. = 2



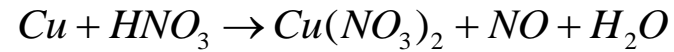
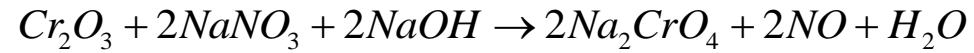
m.c.m. = 6



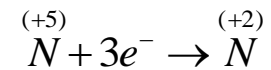
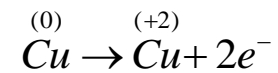
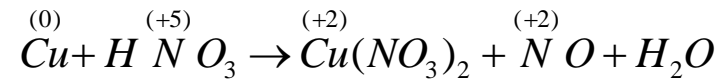


controllo del bilanciamento

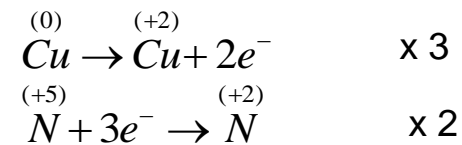
bilanciamo il Na

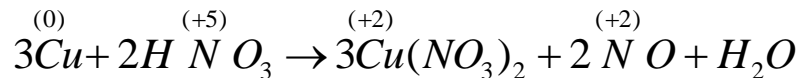


metodo schematico

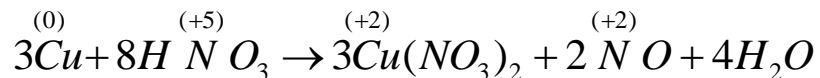
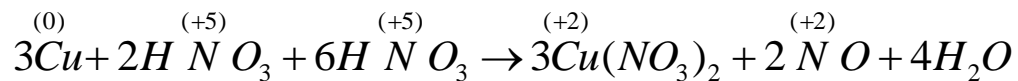


m.c.m. = 6



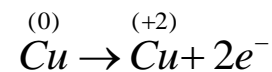


HNO₃ svolge la doppia funzione di acido e di ossidante

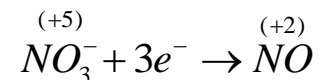


metodo ionico elettronico

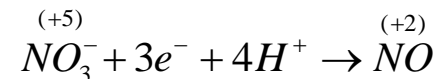
semireazione di ossidazione



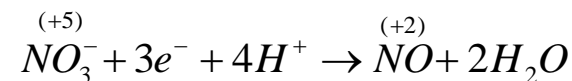
semireazione di riduzione



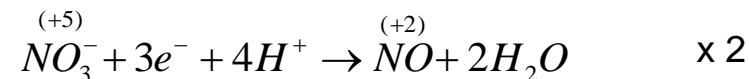
bilanciamo la carica (la prima semireazione è già bilanciata)

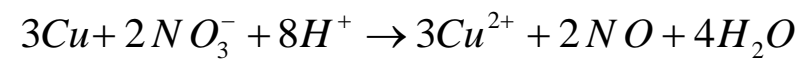
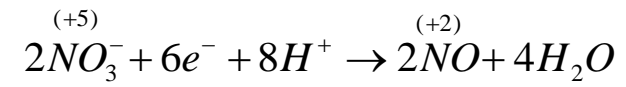
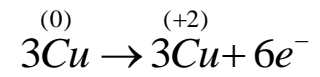


bilanciamo H e O



m.c.m = 6





Soluzione	Sostanza ossidante	Prodotto di riduzione	Sostanza riducente	Prodotto di ossidazione
Acida	MnO_4^-	Mn^{2+}	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_3$ H_2O_2	$\text{S}, \text{SO}_4^{2-}$ O_2
	$\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$		$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4, \text{HNO}_2$ $\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$ $\text{Fe}^{2+}, \text{Sn}^{2+}$	$\text{CO}_2, \text{NO}_3^-$ $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$ $\text{Fe}^{3+}, \text{Sn}^{4+}$
Basica	MnO_4^-	MnO_2	$\text{I}^-, \text{NO}_2^-$ $\text{S}^{2-}, \text{SO}_3^{2-}$	$\text{IO}_3^-, \text{NO}_3^-$ $\text{S}, \text{SO}_4^{2-}$
Acida	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{HNO}_2, \text{Sn}^{2+}$	$\text{S}, \text{SO}_4^{2-}$ $\text{NO}_3^-, \text{Sn}^{4+}$
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$		$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ $\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$	$\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$
Acida	CrO_4^{2-}	Cr^{3+}	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}, \text{I}^-$ $\text{Fe}^{2+}, \text{Sn}^{2+}$	$\text{S}, \text{SO}_4^{2-}$ CO_2, I_2 $\text{Fe}^{3+}, \text{Sn}^{4+}$
Acida	Cl_2	Cl^-	$\text{Fe}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Zn}$ $\text{NH}_4^+, \text{I}^-, \text{Br}^-$	$\text{Fe}^{3+}, \text{Sn}^{4+}, \text{Zn}^{2+}$ $\text{N}_2, \text{I}_2, \text{Br}_2$
Basica	ClO^-	Cl^-	$\text{SO}_3^{2-}, \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}, \text{I}_2$	$\text{SO}_4^{2-}, \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}, \text{IO}_3^-$
	$\text{ClO}^- + 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$		$\text{NO}_2^-, \text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{NO}_3^-, \text{CrO}_4^{2-}$
Acida	ClO_3^-	Cl^-	$\text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_2$ $\text{Fe}^{2+}, \text{I}^-$	$\text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-$ $\text{Fe}^{3+}, \text{I}_2$
Acida	I_2	I^-	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}, \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_3\text{AsO}_3$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}, \text{SO}_4^{2-}$ $\text{S}, \text{H}_3\text{AsO}_4$
HNO_3 concentrato	NO_3^-	NO_2	$\text{H}_2\text{S}, \text{I}_2$	$\text{SO}_4^{2-}, \text{IO}_3^-$
	$\text{NO}_3^- + \text{e}^- + 2\text{H}^+ = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$		Cu, Ag	$\text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+$
HNO_3 diluito	NO_3^-	NO	$\text{H}_2\text{S}, \text{Cu}, \text{Ag}$	$\text{S}, \text{Cu}^{++}, \text{Ag}^+$