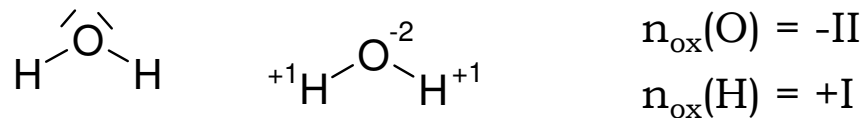


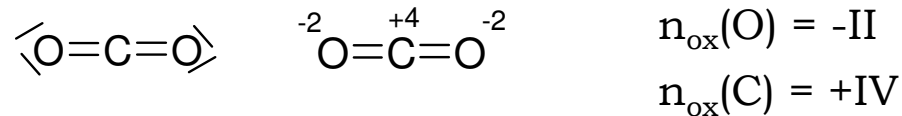
# Numeri di Ossidazione

- Si definiscono NUMERI o STATI di OSSIDAZIONE quei numeri che rappresentano lo squilibrio di carica a cui è soggetto un atomo in un composto bi- o poli-atomico rispetto al suo stato elementare
- Si ottengono, *formalmente*, attribuendo tutti gli elettroni di valenza all'elemento più elettronegativo di ciascun legame
- Sono descritti mediante numeri in caratteri romani dotati di segno

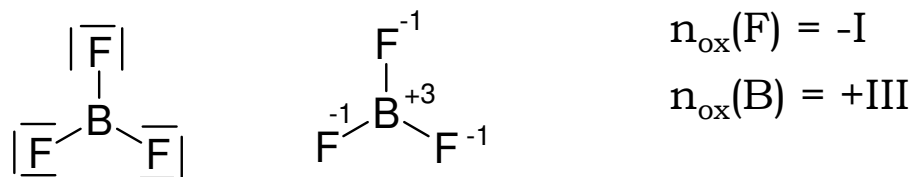
**E.g. 1:** molecola d'acqua, H<sub>2</sub>O



**E.g. 2:** molecola di diossido di carbonio, CO<sub>2</sub>



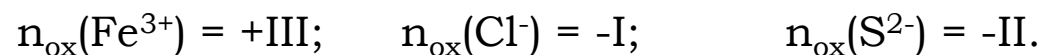
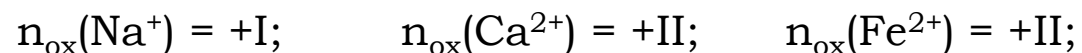
**E.g. 3:** molecola di trifluoruro di boro, BF<sub>3</sub>



# Regole Mnemoniche per il Calcolo del Numero di Ossidazione

**1)** Il  $n_{\text{ox}}$  degli elementi è uguale a 0 (*e.g.*  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ , Fe,  $\text{P}_4$ ,  $\text{S}_8$ )

**2)** Il  $n_{\text{ox}}$  di uno *ione monoatomico* è uguale alla sua carica, *e.g.*:



**3)** In un composto *neutro*,  $\Sigma n_{\text{ox}} = 0$

**4)** In un composto *carico (ione poliatomico)*,  $\Sigma n_{\text{ox}} = \text{carica}$

**5)** Alcuni elementi, *nei composti*, hanno  $n_{\text{ox}}$  costante:

- ❑ H: +I (*eccezione* negli idruri,  $\text{MH}_x$ : -I)
- ❑ metalli alcalini (I gruppo: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr): +I
- ❑ metalli alcalino-terrosi (II gruppo: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra): +II
- ❑ O: -II (*eccezione* nei perossidi,  $\text{M}^{\text{I}}_2\text{O}_2$ : -I; nei superossidi,  $\text{M}^{\text{I}}\text{O}_2$ : -0,5)
- ❑ Al e B: +III;      Zn e Cd: +II
- ❑ F: -I. Cl Br e I hanno  $n_{\text{ox}}$  pari a -I tranne nei composti in cui sono legati all'ossigeno, dove hanno  $n_{\text{ox}}$  pari a +I ( $\text{HClO}$ ), +III ( $\text{HClO}_2$ ), +V ( $\text{HClO}_3$ ), +VII ( $\text{HClO}_4$ ).

**6)** Almeno in linea di principio,  $-8 \leq n_{\text{ox}} \leq 8$

**7)** Il  $n_{\text{ox}}$  di un atomo in un composto è al massimo uguale al numero del gruppo (A o B) a cui appartiene

## Esempi di Calcolo di Numeri di Ossidazione

**1)**  $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ :  $n_{\text{ox}}(\text{Cl})$ ?

$$n_{\text{ox}}(\text{Ba}) + 2 n_{\text{ox}}(\text{Cl}) + 8 n_{\text{ox}}(\text{O}) = 0$$

$$2 + 2 n_{\text{ox}}(\text{Cl}) - 16 = 0$$

$$n_{\text{ox}}(\text{Cl}) = +\text{VII}$$

**2)**  $\text{K}_2\text{SO}_4$ :  $n_{\text{ox}}(\text{S})$ ?

$$2 n_{\text{ox}}(\text{K}) + n_{\text{ox}}(\text{S}) + 4 n_{\text{ox}}(\text{O}) = 0$$

$$2 + n_{\text{ox}}(\text{S}) - 8 = 0$$

$$n_{\text{ox}}(\text{S}) = +\text{VI}$$

**3)**  $\text{MnO}_4^-$ :  $n_{\text{ox}}(\text{Mn})$ ?

$$n_{\text{ox}}(\text{Mn}) + 4 n_{\text{ox}}(\text{O}) = -1$$

$$n_{\text{ox}}(\text{Mn}) - 8 = -1$$

$$n_{\text{ox}}(\text{Mn}) = +\text{VII}$$

**4)**  $\text{CHOCOOH}$  acido gliossalico:  $n_{\text{ox}}(\text{C})$ ?

$$2 n_{\text{ox}}(\text{C}) + 2 n_{\text{ox}}(\text{H}) + 3 n_{\text{ox}}(\text{O}) = 0$$

$$2 n_{\text{ox}}(\text{C}) + 2 - 6 = 0$$

$$n_{\text{ox}}(\text{C}) = +\text{II}$$

**5)**  $\text{ClO}_2$ :  $n_{\text{ox}}(\text{Cl})$ ?

$$n_{\text{ox}}(\text{Cl}) + 2 n_{\text{ox}}(\text{O}) = 0$$

$$n_{\text{ox}}(\text{Cl}) - 4 = 0$$

$$n_{\text{ox}}(\text{Cl}) = +\text{IV}$$

**6)**  $\text{SO}_4^{2-}$

ione solfato  $n_{\text{ox}}(\text{S}) = +\text{VI}$

$\text{SO}_3^{2-}$

ione solfito  $n_{\text{ox}}(\text{S}) = +\text{IV}$

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

ione tiosolfato  $n_{\text{ox}}(\text{S}) = +\text{II}$

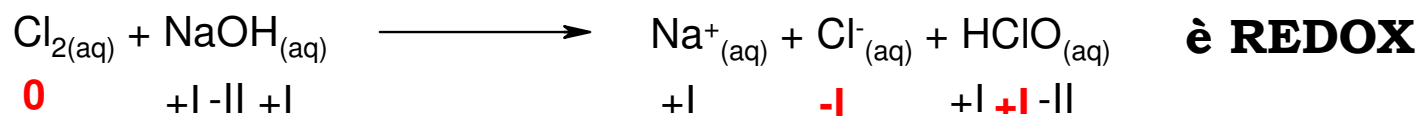
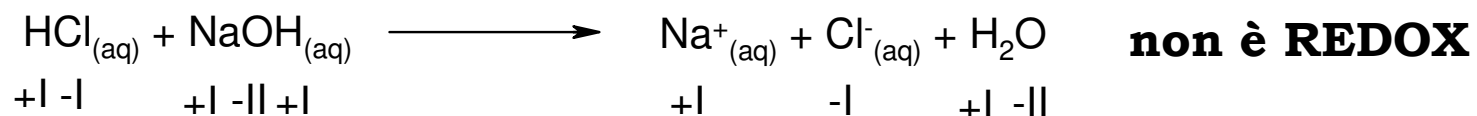
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

ione tetratationato  $n_{\text{ox}}(\text{S}) = +2,5$

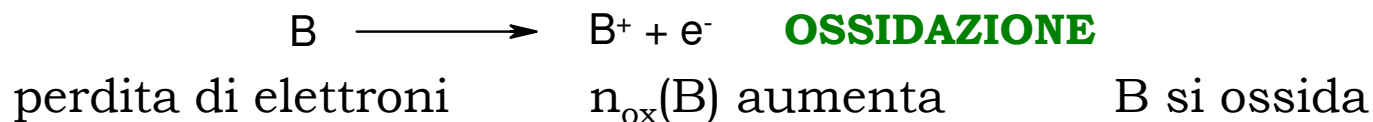
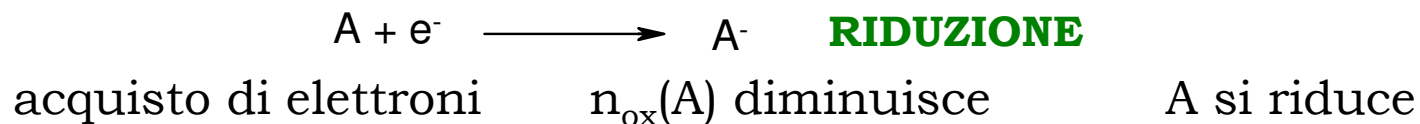
<b>7)</b> $\text{HNO}_3$	acido nitrico	$n_{\text{ox}}(\text{N}) = +\text{V}$
$\text{HNO}_2$	acido nitroso	$n_{\text{ox}}(\text{N}) = +\text{III}$
$\text{NO}_2$	diossido di azoto	$n_{\text{ox}}(\text{N}) = +\text{IV}$
$\text{NO}$	monossido di azoto	$n_{\text{ox}}(\text{N}) = +\text{II}$
$\text{NH}_3$	ammoniaca	$n_{\text{ox}}(\text{N}) = -\text{III}$
$\text{HN}_3$	nitruro di idrogeno	$n_{\text{ox}}(\text{N}) = -1/3$

## Reazioni di Ossidoriduzione

Si definisce OSSIDORIDUZIONE (o *redox*) quella reazione che comporta la variazione del numero di ossidazione di *almeno* un elemento dei reagenti.

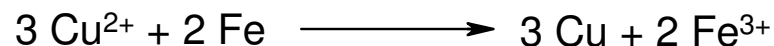
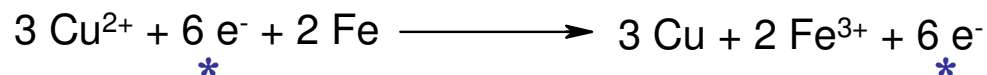
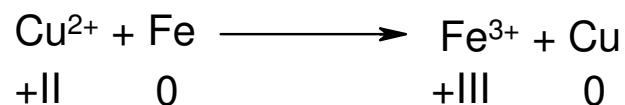


Si definisce SEMIREAZIONE REDOX la reazione (ipotetica), isolata dalla reazione redox globale, della **coppia di elementi** che subisce ossidazione oppure riduzione. Contiene *elettroni* come reagenti o prodotti per consentire il bilanciamento delle cariche.

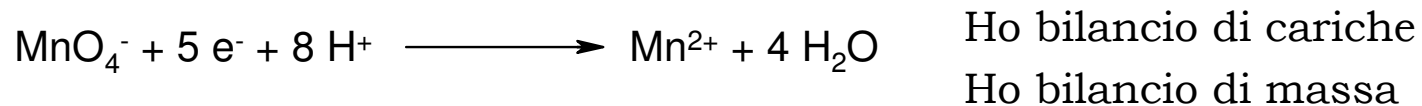
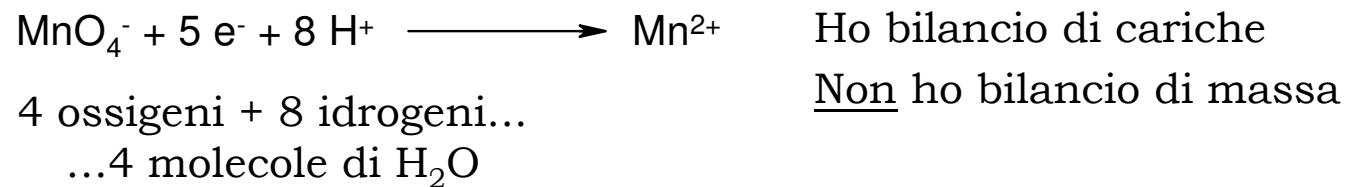
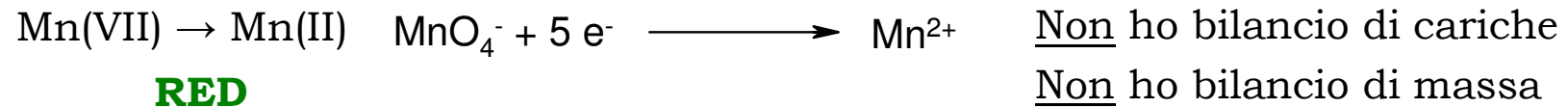


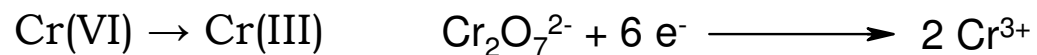
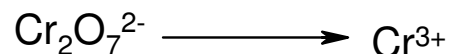
## Bilanciamento delle Reazioni Redox: Metodo delle Semireazioni

- 1) Si individuano **due** o più coppie redox [una o più che si ossida, una o più che si riduce];
- 2) Si separano i due processi di ossidazione (OX) e di riduzione (RED);
- 3) Si bilanciano *separatamente* i due processi, *ipotizzando che esistano elettroni come reagenti o prodotti*;
- 4) Si sommano i due processi (controllando che nella reazione finale non “vagolino” elettroni).



Spesso, nel bilanciamento delle semireazioni è necessario utilizzare, oltre ad elettroni, specie come  $H^+$ ,  $OH^-$  o  $H_2O$ .

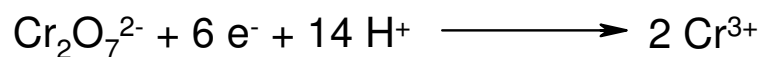




**RED**

Non ho bilancio di cariche

Non ho bilancio di massa

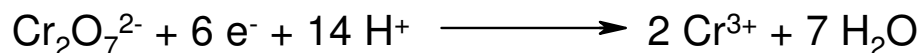


7 ossigeni + 14 idrogeni...

...7 molecole di H<sub>2</sub>O

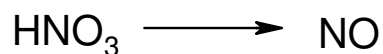
Ho bilancio di cariche

Non ho bilancio di massa



Ho bilancio di cariche

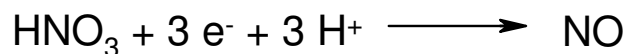
Ho bilancio di massa



**RED**

Non ho bilancio di cariche

Non ho bilancio di massa

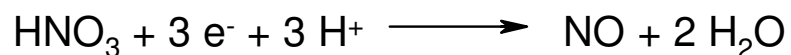


2 ossigeni + 4 idrogeni...

...2 molecole di H<sub>2</sub>O

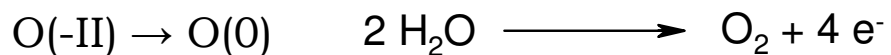
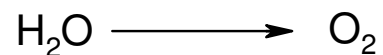
Ho bilancio di cariche

Non ho bilancio di massa



Ho bilancio di cariche

Ho bilancio di massa



**OX**

Non ho bilancio di cariche

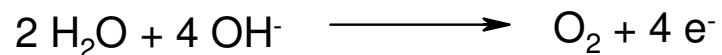
Non ho bilancio di massa



Ho bilancio di cariche

Ho bilancio di massa

*Oppure, se sono in ambiente basico,*

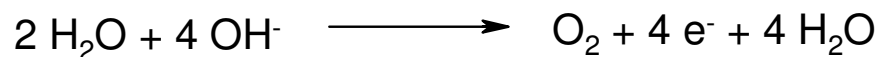


Ho bilancio di cariche

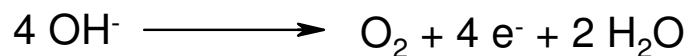
Non ho bilancio di massa

4 ossigeni + 8 idrogeni...

...4 molecole di H<sub>2</sub>O

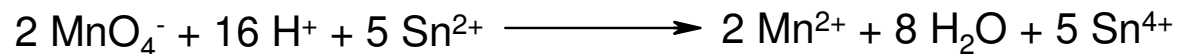
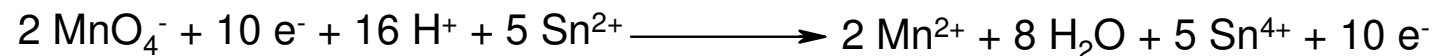
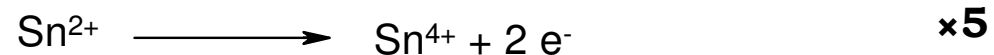
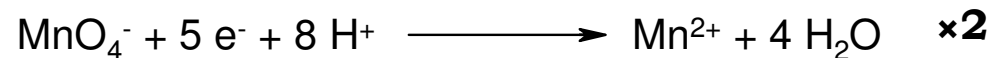
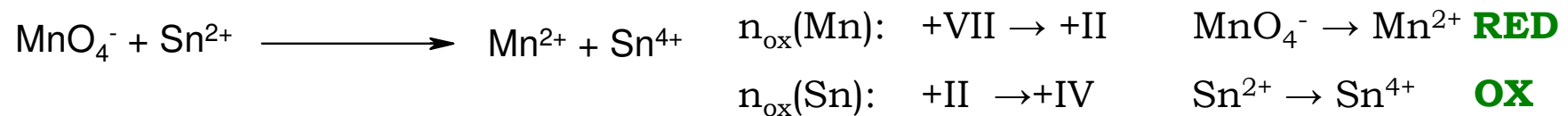
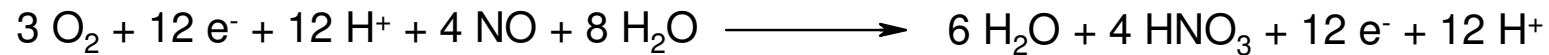
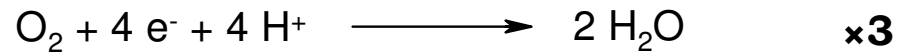
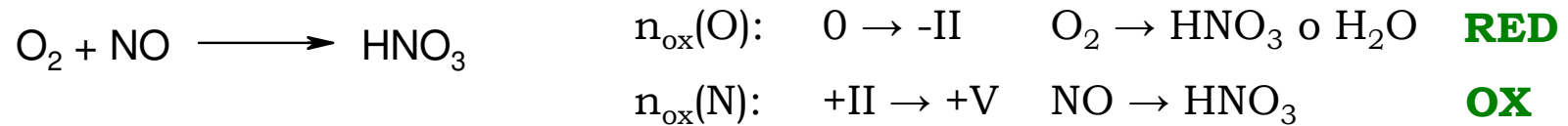


Ho bilancio di cariche



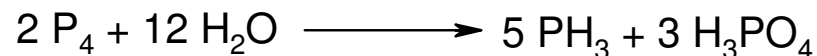
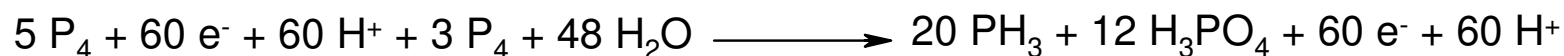
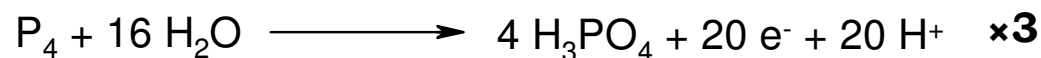
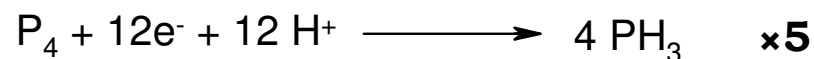
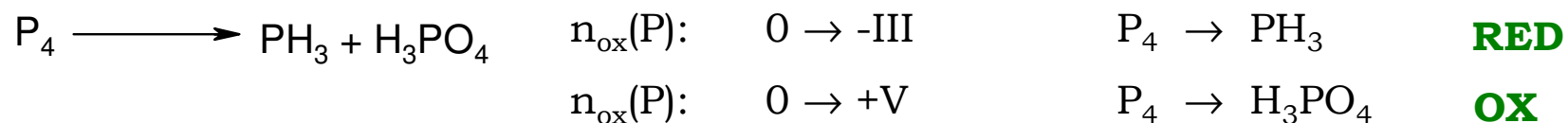
Ho bilancio di massa

## Bilanciamento Globale

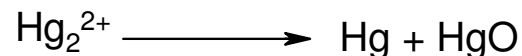
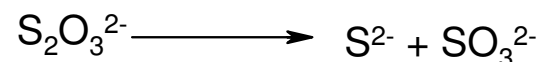
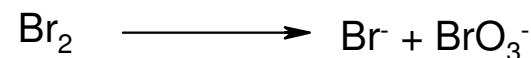
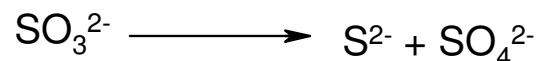
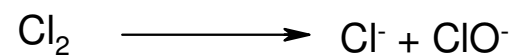
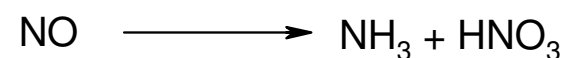


## Reazioni di Disproporzionamento

Si definiscono di DISPROPORIZIONAMENTO quelle reazioni di ossidoriduzione in cui lo stesso composto in parte si ossida ed in parte si riduce. Le reazioni opposte vengono definite di COMPROPORIZIONAMENTO.



Altri esempi



## Stechiometria delle Reazioni Redox

$$\mathbf{mol} = \mathbf{g} \times \mathbf{PM}^{-1}$$

$$\mathbf{Eq} = \mathbf{Z} \times \mathbf{mol}$$

Z:

- 1) per le reazioni redox è il numero di elettroni scambiati per mole di sostanza
- 2) dipende dalla reazione

$$\mathbf{Eq} = \mathbf{Z} \times \mathbf{g} \times \mathbf{PM}^{-1} = \mathbf{g} \times (\mathbf{PM}/\mathbf{Z})^{-1} = \mathbf{g} \times \mathbf{PE}^{-1}$$

$$\mathbf{PE} = \mathbf{Peso\ equivalente} = \mathbf{PM} \times \mathbf{Z}^{-1}$$

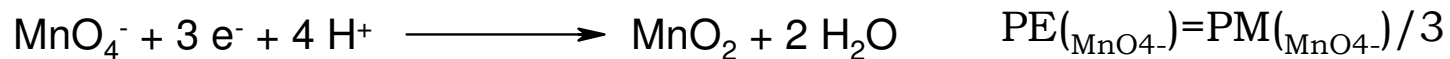
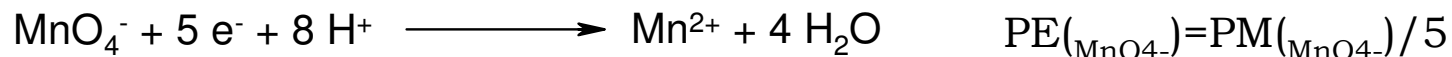
$$\mathbf{Normalità} = \mathbf{Eq} \times \mathbf{V}^{-1} = \mathbf{Z} \times \mathbf{mol} \times \mathbf{V}^{-1} = \mathbf{Z} \times \mathbf{M}$$

In soluzione, per la reazione:  $A_{\text{ox}} + B_{\text{red}} \longrightarrow A_{\text{red}} + B_{\text{ox}}$

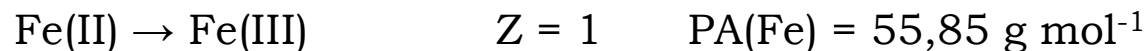
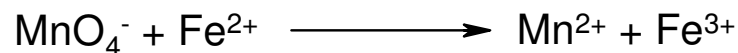
il numero di elettroni scambiati dalla coppia  $A_{\text{ox}}/A_{\text{red}}$  e dalla  $B_{\text{red}}/B_{\text{ox}}$  è uguale, *i.e.*:

$$\mathbf{eq(A)} = \mathbf{eq(B)}$$

anche se, non necessariamente,  $\text{mol(A)} = \text{mol(B)}$



**E.g. 2:** Calcolare quanti grammi di  $\text{KMnO}_4$  servono per ossidare 7,2 g di  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$ .



$$\text{PE}(\text{Fe}^{2+}) = \text{PA}(\text{Fe})/1 = 55,85 \text{ g eq}^{-1}$$

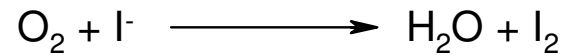
$$\text{PE}(\text{KMnO}_4) = \text{PM}(\text{KMnO}_4)/5 = 31,6 \text{ g eq}^{-1}$$

$$\text{eq}(\text{Fe}^{2+}) = \text{g}(\text{Fe}^{2+})/\text{PE}(\text{Fe}^{2+}) = 7,2 \text{ g} / 55,85 \text{ g eq}^{-1} = 0,129 \text{ eq}$$

$$\text{g}(\text{KMnO}_4) = \text{eq}(\text{KMnO}_4) \times \text{PE}(\text{KMnO}_4) = \text{eq}(\text{Fe}^{2+}) \times \text{PE}(\text{KMnO}_4) =$$

$$= 0,129 \text{ eq} \times 31,6 \text{ g eq}^{-1} = \mathbf{4,07 \text{ g}}$$

**E.g. 3:** Calcolare quanti grammi di O<sub>2</sub> servono per ossidare 10 mL di soluzione 0,2 M di ioduro.

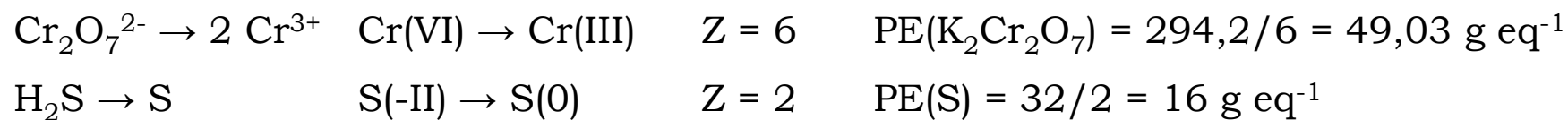


$$\text{mol}(\text{I}^-) = V(\text{I}^-) \times M(\text{I}^-) = 10 \text{ mL} \times 0.2 \text{ mmol mL}^{-1} = 2 \text{ mmol}$$

$$\text{meq}(\text{I}^-) = \text{mmol}(\text{I}^-) \times Z = 2 \text{ meq}$$

$$\text{g}(\text{O}_2) = \text{eq}(\text{O}_2) \times \text{PE}(\text{O}_2) = \text{eq}(\text{I}^-) \times \text{PE}(\text{O}_2) = 2 \text{ meq} \times 8 \text{ mg meq}^{-1} = \mathbf{16 \text{ mg}}$$

**E.g. 4:** Calcolare: a) quante moli di H<sub>2</sub>S servono per ridurre 2 g di K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> a Cr<sup>3+</sup> in soluzione acida; b) quanto zolfo si separa durante la reazione.



$$\text{eq}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \text{g}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) / \text{PE}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 2 \text{ g} / (16 \text{ g eq}^{-1}) = 40,8 \text{ meq}$$

$$\text{b) g (S)} = \text{eq}(\text{S}) \times \text{PE}(\text{S}) = 40,8 \text{ eq} \times 16 \text{ g eq}^{-1} = \mathbf{0,653 \text{ g}}$$

$$\text{a) mmol (H}_2\text{S)} = \text{meq (H}_2\text{S)} / Z = 40,8 \text{ meq} / 2 = \mathbf{20,4 \text{ mmol}}$$