

Esercitazione 2 di Chimica e Materiali 25/09/2020

1) Tramite esperimenti di scattering di particelle α , simili a quello condotto da Rutherford, è possibile stimare il raggio del nucleo di un atomo. Sapendo che l'elemento studiato è il rame (Cu, $Z = 29$) e che per le particelle α si ha carica $z_\alpha = 2$, massa $m_\alpha = 6.6 \times 10^{-27}$ kg e si misura una velocità $v = 1.6 \times 10^7$ m/s, stimare il raggio del nucleo (NB: carica elettronica = 1.6×10^{-19} C; costante dielettrica del vuoto $\epsilon_0 = 8.85 \times 10^{-12}$ C²/(Jm)).

R: Assumendo una somiglianza tra l'esperimento descritto dall'esercizio e quello condotto da Rutherford, possiamo considerare di trovarci di fronte ad un fenomeno di scattering elastico dovuto all'interazione coulombiana tra la particella α ed il nucleo di rame (Cu). Ipotizzando che: 1) nessuna forza esterna agisca sul sistema e che quindi l'energia totale si conservi ($E_{\text{cinetica}} + E_{\text{potenziale}} = \text{costante}$) 2) che all'istante iniziale la particella α si trovi a distanza infinita dal nucleo, possiamo considerare che quando la particella si trovi alla distanza minima dal nucleo, la sua energia cinetica eguagli il potenziale coulombiano repulsivo

$$\frac{1}{2} m v^2 = \frac{z_\alpha Z e^2}{4\pi \epsilon_0 r_{\min}}$$

e che r_{\min} , cioè la minore distanza possibile tra particella α e nucleo sia considerabile in buona approssimazione pari al raggio del nucleo.

Riarrangiando l'equazione ricaveremo r_{\min}

$$r_{\min} = \frac{z_\alpha Z e^2}{2\pi \epsilon_0 m v^2}$$

(NB $J = \text{Kg} \times \text{m}^2/\text{s}^2$)

$$r_{\min} = \frac{2 \times 29 \times (1.6 \times 10^{-19} \text{ C})^2}{2\pi \times \left(8.85 \times 10^{-12} \frac{\text{C}^2}{\text{Jm}}\right) \cdot 6.6 \times 10^{-27} \text{ Kg} \times (1.6 \times 10^7 \text{ m/s})^2}$$

$$= 1.6 \times 10^{-14} \text{ m} = 1.6 \text{ A.}$$

3) Stabilire il numero di ossidazione degli atomi nei seguenti composti

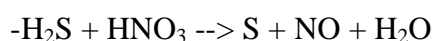
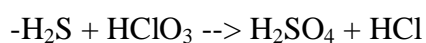
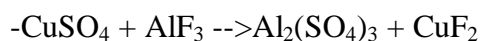
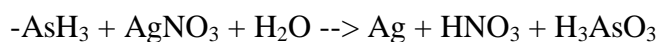
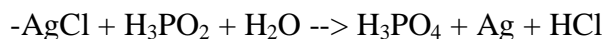
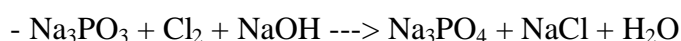
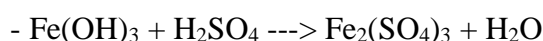
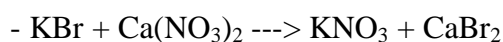
CaF₂; NF₃; H₂O; N₂O₅; PO₄³⁻; CuSO₄; NO⁺; MgO; Fe(OH)₃; K₂O; K₂O₂.

R: Il numero di ossidazione è la carica che risulterebbe su ciascun atomo se gli elettroni fossero tutti attribuiti all'atomo più elettronegativo. I numeri di ossidazione sono riportati sulla tavola periodica, ma esistono alcune regolette che ne permettono una più immediata attribuzione.

- a) H ha n. ox. +1, tranne negli idruri metallici (composti in cui l'idrogeno è legato ad un metallo), dove assume n.ox. -1;
- b) O ha n.ox. -2, tranne che nei perossidi (H_2O_2 , K_2O_2 , ...) dove assume n.ox. -1;
- c) Metalli del gruppo 1 e 2 hanno n.ox. rispettivamente +1 e +2;
- d) Metalli della serie d hanno sempre n.ox > 0 ;
- e) Elementi del blocco p: n.ox. negativo se legati a metalli (NaF , K_2S) e positivo se legati all'ossigeno (tanto più positivo quanti più sono gli ossigeni a cui è legato l'elemento);
- f) Gli alogeni (XVII gruppo) hanno n ox -1 se legati a metalli e n.ox +1, +3, +5, +7 se legati all'ossigeno,
- g) Gli elementi del gruppo XVI hanno n.ox. -2 se legati a metalli oppure +4/+6 se legati all'ossigeno;
- h) Gruppi XIV e XV= - XIV: n.ox. +2/+4 se legati all'ossigeno; $\left\{ \begin{array}{l} \text{Eccezioni: } \text{NH}_3, \text{PH}_3, \\ \text{CH}_4, \text{dove hanno n.ox} \\ \text{negativo} \end{array} \right.$
 - XV: n.ox +3/+5 se legati all'ossigeno;
- i) IN GENERALE la somma dei n.ox degli elementi di un composto chimico è pari alla carica totale del composto.

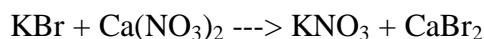
Note queste regole, l'attribuzione dei n.ox diventa immediata nella maggior parte dei casi

4) Bilanciare le seguenti reazioni. Determinare quali tra le seguenti sono ossidoriduzioni, indicando quali sono le specie che si ossidano e quelle che si riducono.



R: Le reazioni di ossidoriduzione si distinguono dalle reazioni acido-base in quanto i riscontrano delle specie che cambiano stato di ossidazione passando dai reagenti ai prodotti E' quindi opportuno, per identificare la tipologia di reazione, attribuire il numero di ossidazione a tutti gli elementi.

Esempio 1:



A sinistra della reazione:

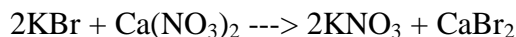
	K	Br	Ca	N	O
n.ox	+1	-1	+2	+5	-2

A destra della reazione:

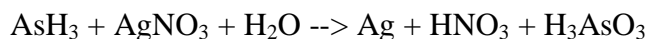
	K	Br	Ca	N	O
n.ox	+1	-1	+2	+5	-2

Le specie in gioco non cambiano stato di ossidazione, di conseguenza la reazione non è una ossido-riduzione. Le reazioni acido-base sono BILANCIATE quando risulta UGUAGLIATA la massa degli elementi a sinistra ed a destra della freccia di reazione. Un buon ordine mentale di bilanciamento prevede di bilanciare prima i metalli, poi i non metalli diversi da idrogeno ed ossigeno ed infine l'idrogeno. Se si è operato correttamente, gli ossigeni risulteranno bilanciati.

La nostra reazione bilanciata sarà quindi:



Esempio 2:



Per prima cosa attribuiamo i numeri di ossidazione di tutte le specie in gioco per identificare il tipo di reazione.

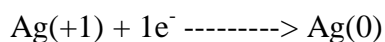
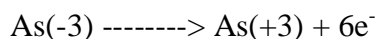
A sinistra:

	As	H	Ag	N	O
n.ox	-3	+1	+1	+5	-2

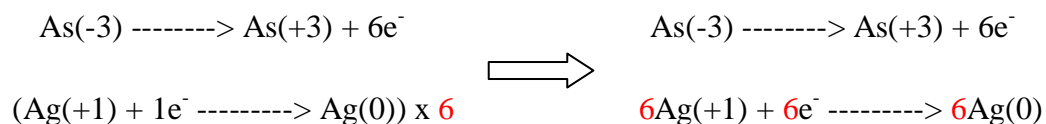
A destra:

	As	H	Ag	N	O
n.ox	+3	+1	0	+5	-2

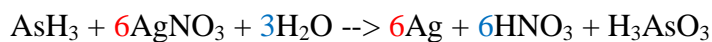
Identifichiamo due specie che cambiano stato di ossidazione, l'arsenico (As), il cui n.ox. passa da -3 a +3, e l'argento (Ag), il cui n.ox. passa da +1 a 0. L'arsenico in AsH_3 cede 6 elettroni, andando incontro ad OSSIDAZIONE, mentre l'argento in AgNO_3 acquista un elettrone, andando incontro a RIDUZIONE. Diversamente dalle reazioni acido base, nelle ossido-riduzioni è per prima cosa necessario bilanciare gli elettroni scambiati.



Per bilanciare gli elettroni scambiati si moltiplicano i coefficienti stechiometrici di queste fittizie semi-reazioni in modo da uguagliare il numero di elettroni ceduti e di quelli acquistati



I coefficienti stechiometrici vengono opportunamente riportati nella reazione intera, per poi procedere al bilanciamento della massa degli altri elementi secondo le modalità descritte per le reazioni acido-base (v. esempio 1).



Esempio 3:



Si procede come per l'Esempio 2.

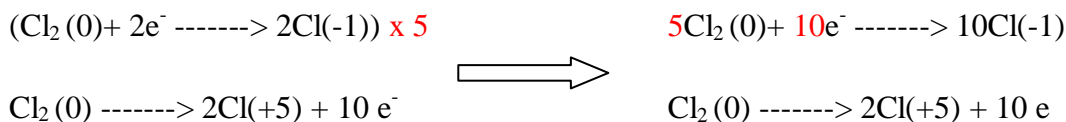
A sinistra:

	Cl (Cl ₂)	Na	O	H
n.ox	0	+1	-2	+1

A destra:

	Cl (NaCl)	Cl(NaClO ₃)	Na	O	H
n.ox	-1	+5	+1	-2	+1

In questo caso il Cl₂ va incontro sia ad ossidazione che a riduzione. Questo tipo particolare di redox si chiama **disproporzionamento**.



Inseriamo i coefficienti stechiometrici nella reazione complessiva (in rosso) e bilanciamo la massa degli altri elementi (in blu)

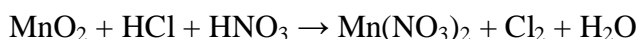


N.B: I coefficienti stechiometrici sono tutti multipli interi di 2, quindi posso dimezzarli

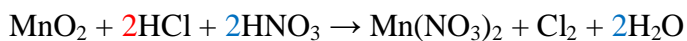
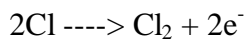
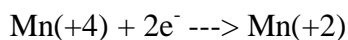


N.B. Provate a svolgere le altre ossido-riduzioni. Se ci fossero problemi, rimango a disposizione.

5) Calcolare i grammi di Cloro (Cl₂) formato a partire da 8,7 g di MnO₂ secondo la reazione (da bilanciare!)



R: Per prima cosa si bilancia la reazione di ossido-riduzione. Le specie che cambiano stato di ossidazione sono Mn e Cl.



La reazione bilanciata ci fornisce indicazione sul rapporto stechiometrico che intercorre tra il reagente di cui conosciamo la massa, MnO_2 , ed il prodotto di cui dobbiamo calcolarla, il Cl_2 e nello specifico:

$$n\text{MnO}_2:n\text{Cl}_2 = 1:1$$

Calcoliamo le moli di MnO_2

$$n\text{MnO}_2 = \frac{8.70 \text{ g}}{86.94 \text{ g/mol}} = 0.10 \text{ mol}$$

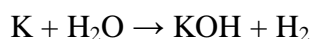
sapendo che

$$n\text{MnO}_2 = n\text{Cl}_2$$

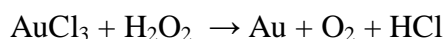
calcoleremo la massa di Cl_2 moltiplicando il $n\text{Cl}_2$ per la sua massa molare

$$m(\text{g})\text{Cl}_2 = 0.10 \times 70.90 = 7.09 \text{ g}$$

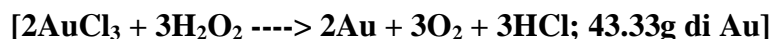
6) Calcolare i milligrammi di idrogeno formato a partire da 1,95 g di potassio nella reazione (da bilanciare!)



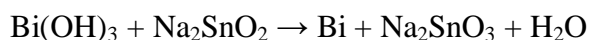
7) Bilanciare e completare la seguente reazione



Calcolare poi la quantità in grammi di oro metallico che si ottiene, sapendo che dalla reazione si sviluppano 10,6 g di O_2 . Si consideri che la reazione proceda in modo completo.



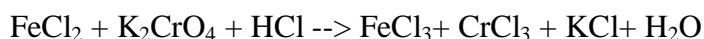
8) Bilanciare la seguente reazione



Calcolare inoltre i grammi di bismuto metallico che si formano da 0.98g di Na_2SnO_2 .

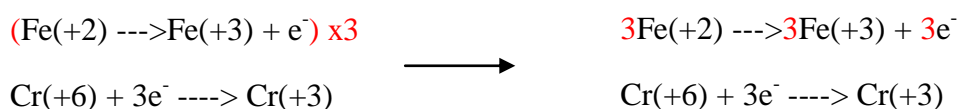


9) 10,00 g di cromato di potassio (K_2CrO_4) ossidano in ambiente acido il ferro presente in 21,00 g di FeCl_2 a ferro trivalente secondo la reazione da bilanciare:



Determinare quale dei due reagenti è in eccesso e quanti grammi ne avanzano.

R: Analogamente ai problemi svolti in precedenza, per prima cosa si procede al bilanciamento della reazione di ossido-riduzione. Le specie che cambiano stato di ossidazione sono Fe e Cr.



Riportiamo nella reazione complessiva i coefficienti ricavati (in rosso) e bilanciamo la massa delle altre specie in gioco come spiegato in precedenza (in blu)



La richiesta del problema è quella di calcolare quale dei due reagenti è in eccesso e quanto ne avanza al termine della reazione. Per ottenere questa informazione dobbiamo in primo luogo calcolare il numero di moli di entrambi i reagenti.

$$n_{\text{FeCl}_2} = \frac{21,00 \text{ g}}{126,75 \text{ g/mol}} = 1,66 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_{\text{K}_2\text{CrO}_4} = \frac{10,00 \text{ g}}{194,20 \text{ g/mol}} = 5,15 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Dobbiamo poi identificare il reagente limitante, la cui quantità condiziona la quantità di prodotto ottenuto e di altri reagenti consumati. Per determinarlo, partiamo dal presupposto di voler interamente consumare uno dei reagenti. Ad esempio, nel nostro caso possiamo considerare di voler consumare tutto K_2CrO_4 , che reagirà interamente con una quantità teorica di FeCl_2 determinabile dalla stechiometria della reazione.

$$n_{\text{K}_2\text{CrO}_4} : n_{\text{teorico FeCl}_2} = 1 : 3$$

$$n_{\text{teorico FeCl}_2} = n_{\text{K}_2\text{CrO}_4} \times 3 = 5,15 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 3 = 1,55 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Questa quantità di FeCl_2 è minore rispetto a quella che abbiamo realmente a disposizione ($1,66 \times 10^{-1} \text{ mol}$), di conseguenza abbiamo sicuramente un eccesso di FeCl_2 ed il reagente limitante della reazione sarà K_2CrO_4 . La quantità di FeCl_2 in eccesso sarà data dalla differenza tra quella totale e quella necessaria a consumare tutto K_2CrO_4

$$n_{\text{eccesso FeCl}_2} = 1,66 \times 10^{-1} - 1,55 \times 10^{-1} = 1,10 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Moltiplicando infine per la MM di FeCl_2 otterremo i grammi avanzati dopo la reazione:

$$m_{\text{eccesso}}(\text{g}) = 1,10 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 126,75 \text{ g/mol} = 1,39 \text{ g}$$

10) $\text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cl}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
dopo averla bilanciata, calcolare quanti grammi di Cl_2 si ottengono facendo reagire 100g di KMnO_4 con 30g di KCl . Determinare chi è il Reagente Limitante, se c'è.

$[2\text{KMnO}_4 + 10\text{KCl} + 16\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KNO}_3 + 8\text{H}_2\text{O}; \text{R.Limitante è KCl; 14.25 g}]$