

The background is a complex collage of chemistry-related elements. At the top right, a portion of the periodic table is visible, showing elements like Au, Hg, and Cu. The central and lower portions are filled with various chemical structures, including benzene rings with different substituents (like -OH, -NO2, -Br, -COOH), and reaction schemes. Some reactions show reagents like FeCl3, SOCl2, and KMnO4. There are also illustrations of laboratory glassware, such as Erlenmeyer flasks and test tubes, some containing orange liquids. The overall color palette is dominated by blues and oranges, with a soft, glowing effect.

Quando puoi misurare ciò di cui stai parlando, ed esprimerlo in numeri, ne conosci qualcosa. Ma quando non puoi misurarlo, quando non puoi esprimerlo in numeri, la tua conoscenza è scarsa e insignificante

William Thomson, Lord Kelvin (1824-1907)

Stechiometria e bilanciamento di reazioni

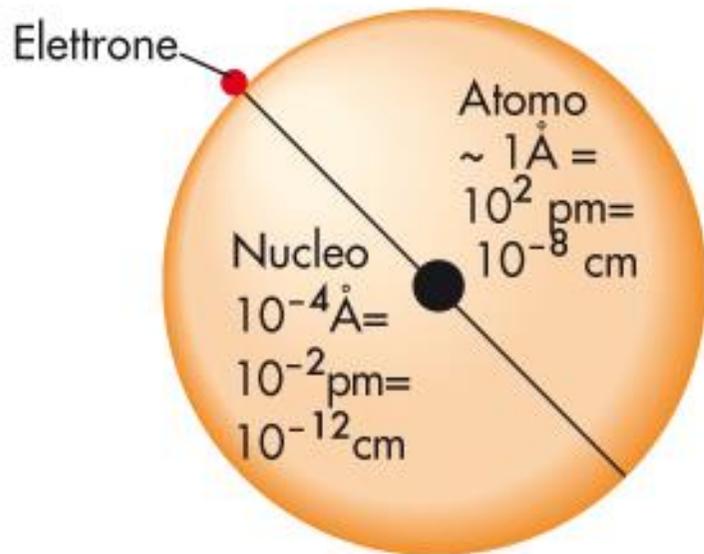
Comprende tutte le relazioni QUANTITATIVE tra masse atomiche, formule chimiche e equazioni chimiche (reazioni)



Richiami: Le basi da cui partire

Atomi e caratteristiche delle particelle subatomiche

Particella	Massa g	Carica elettrica coulomb
Elettrone	$9,1095 \cdot 10^{-28}$	$-1,6 \cdot 10^{-19}$
Protone	$1,6726 \cdot 10^{-24}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$
Neutrone	$1,6750 \cdot 10^{-24}$	0



Porta sempre con te la Tavola Periodica degli Elementi



Richiami: Le basi da cui partire

NUMERO ATOMICO

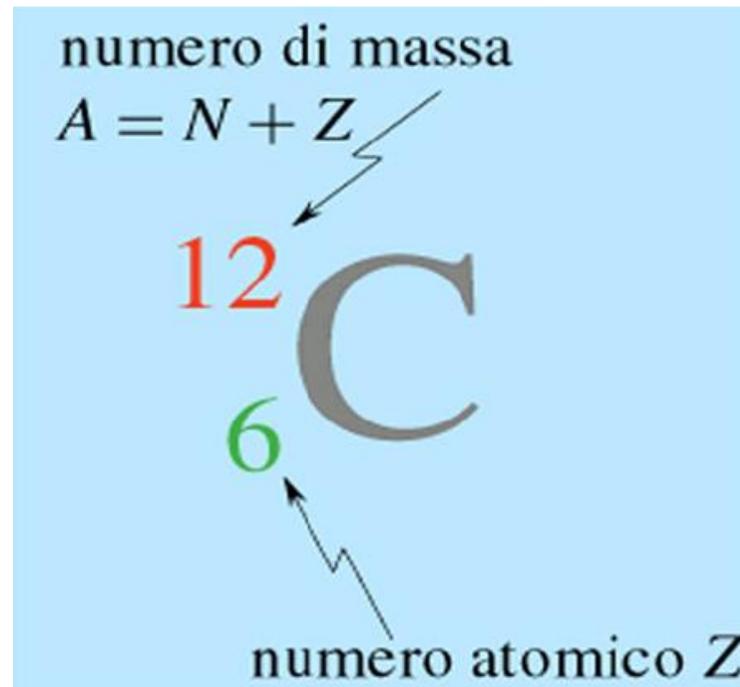
Si definisce numero atomico il numero di protoni presenti nel nucleo e si indica con la lettera Z.

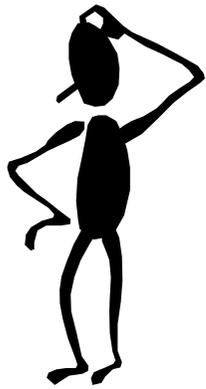
In un atomo elettricamente neutro il numero di protoni corrisponde al numero di elettroni in esso contenuti.

Il numero atomico definisce univocamente un dato elemento

NUMERO DI MASSA

Si definisce numero di massa il numero di protoni + il numero di neutroni contenuti nel nucleo e si indica con la lettera A.





Richiami: Le basi da cui partire

Quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti in $^{14}_6\text{C}$?

6 protoni, 8 (14 - 6) neutroni, 6 elettroni

Quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti in $^{11}_6\text{C}$?

6 protoni, 5 (11 - 6) neutroni, 6 elettroni



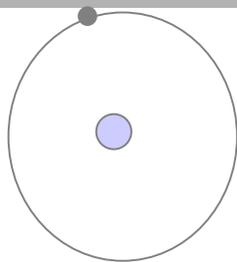
Richiami: Le basi da cui partire

ISOTOPI

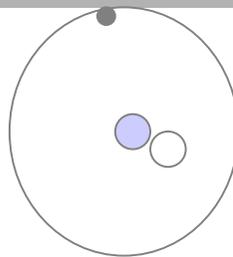
Si definiscono ISOTOPI atomi di uno stesso elemento aventi lo stesso numero atomico ma diverso numero di massa



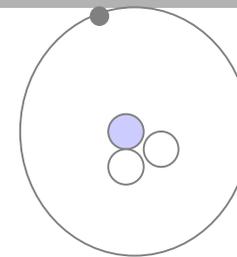
idrogeno



deuterio



tritio



- protone
- neutrone
- elettrone



MASSA ATOMICA o PESO ATOMICO

Massa atomica o Peso atomico di un elemento è la media delle masse isotopiche *pesate* in base alle abbondanze naturali degli isotopi dell'elemento misurata in unità di massa atomica (u.m.a.)

Dal 1969 si usa una scala basata sull'isotopo ^{12}C : a tale isotopo è stata arbitrariamente assegnata una massa di 12 u.m.a.

Una **unità di massa atomica** = un dodicesimo della massa dell'atomo di ^{12}C

1 u.m.a. = $1,661 \times 10^{-24}$ g (peso di un neutrone o di un protone)

E' possibile misurare accuratamente le masse atomiche tramite uno strumento chiamato **spettrometro di massa**



MASSA MOLECOLARE o PESO MOLECOLARE

Il peso molecolare di una sostanza è la **somma dei pesi atomici** di tutti gli elementi presenti nella molecola.



$$\text{PA}(\text{H})=1,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{O})=16,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PM}(\text{H}_2\text{O})=2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ u.m.a.}$$

Nel caso di composti ionici si parla di **peso formula** di quel composto riferendoci ad **unità formula**



$$\text{PA}(\text{Na})=22,99 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{Cl})=35,45 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PF}(\text{NaCl})=22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ u.m.a.}$$



Esercitazione

Calcolare i pesi molecolari in u.m.a. ed assoluti in kg delle seguenti sostanze

$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$	K_2SO_4	FeSO_4	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	CO
H_2SO_4	Br_2	SO_2	Na_2CO_3	Na_2CrO_4
KBr	KNO_3	CO_2	KNO_2	

Es. $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$

Calcolo del PM in u.m.a.

PA (K)= 39,09 u.m.a; PA (Fe)= 55,84 u.m.a; PA (C)=12,00 u.m.a.; PA(N) = 14,00 u.m.a.

$\text{PM} (\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6) = (4 \times 39,09) + 55,84 + (6 \times 12,00) + (6 \times 14,00) = 368,20 \text{ u.m.a.}$

Calcolo del PM assoluto.

$\text{PM} (\text{kg}) = 368,20 \text{ u.m.a.} \times 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg/u.m.a.} = 6,11 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$

Continuare in autonomia



MOLE E MASSA MOLARE

Una **mole** è definita come la quantità di una data sostanza che contiene tanti atomi o molecole pari al numero di atomi presenti in 12 g di ^{12}C .

Quanti sono gli atomi contenuti in 12 g di ^{12}C ???

Peso di un atomo di ^{12}C :

(6 x peso elettrone) + (6 x peso protone) + (6 x peso neutrone)

$$(6 \times 9,11 \cdot 10^{-28}) + (6 \times 1,67 \cdot 10^{-24}) + (6 \times 1,67 \cdot 10^{-24}) = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

n atomi di ^{12}C presenti in 12 g = $12 / 1,99 \cdot 10^{-23} = 6,022 \cdot 10^{23}$ (NUMERO D'AVOGADRO)

Pertanto:

12 g di ^{12}C = 1 mole di sostanza = NUMERO DI AVOGADRO di atomi



Una mole di particelle = un numero di Avogadro di particelle

**1,0 mole di
atomi di carbonio (C) = 6,022×10²³
atomi di carbonio**

**1,0 mole di
molecole di ossigeno (O₂) = 6,022×10²³
molecole di ossigeno**

**1,0 mole di
elettroni = 6,022×10²³
elettroni**

**1,0 mole di libri = 6,022×10²³
libri**



La **massa molare** di un elemento (o composto) è la massa in grammi di 1 mole di quella sostanza.

L'unità di misura della massa molare è g/mole.

Per tutte le sostanze la massa molare è numericamente uguale al peso atomico (PA) o al peso molecolare o al peso formula (PM) delle sostanze

	(a)	(b)	(c)	(d)
Atomo o molecola	Peso atomico o molecolare (u.m.a)	Peso atomico o molecolare (grammi)	Numero di Avogadro	Massa molare (g/mol)
	<i>(dalla tavola periodica o calcolare)</i>	<i>(moltiplicare (a) per $1 \text{ u.m.a} \cdot 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$)</i>		<i>(moltiplicare (b) per il numero di Avogadro- $6,022 \cdot 10^{23}$)</i>
Ca	40,08	$6,65 \cdot 10^{-23}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	40,06
Mo	95,94	$1,59 \cdot 10^{-22}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	95,91
Pb	207,20	$3,44 \cdot 10^{-22}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	207,13
Br	79,90	$1,33 \cdot 10^{-22}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	79,88
Kr	83,80	$1,39 \cdot 10^{-22}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	83,77
CaCl ₂	110,99	$1,84 \cdot 10^{-22}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	110,95
MgSO ₄	120,37	$2,00 \cdot 10^{-22}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	120,33
C ₆ H ₈ O ₆	176,12	$2,92 \cdot 10^{-22}$	$6,022 \cdot 10^{-23}$	176,06



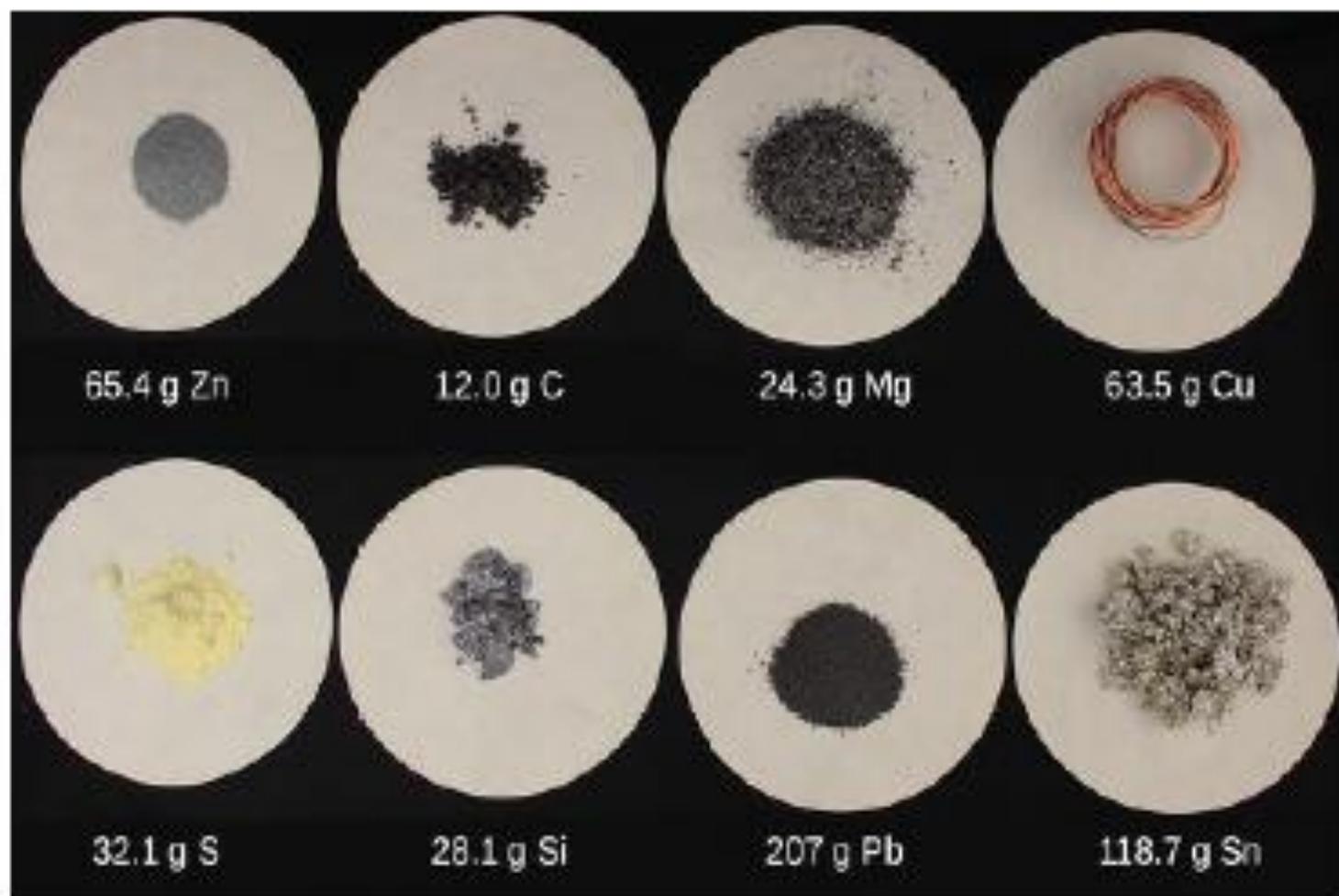


Figure 3.5 Each sample contains 6.022×10^{23} atoms —1.00 mol of atoms. From left to right (top row): 65.4 g zinc, 12.0 g carbon, 24.3 g magnesium, and 63.5 g copper. From left to right (bottom row): 32.1 g sulfur, 28.1 g silicon, 207 g lead, and 118.7 g tin. (credit: modification of work by Mark Ott)

Data una massa di sostanza in grammi il numero di moli corrispondenti è calcolato come:

$$\text{moli (n)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}}$$

Esempio

A quante moli corrispondono 10,0 g di C₂H₅OH (etanolo)? E a quante molecole?

Svolgimento

$$\text{PM (C}_2\text{H}_5\text{OH)} = (2 \times 12,00) + (5 \times 1,00) + 16,00 + 1,00 = 46,00 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Massa Molare} = \text{PM (g/mol)} = 46 \text{ g/mol}$$

$$n_{(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = 10,0 \text{ (g)} / 46 \text{ (g/mol)} = 0,22$$

10,0 g di etanolo corrispondono a 0,22 moli di etanolo

$$\text{Numero di molecole} = n_{(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} \times N_A = 0,22 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 1,32 \cdot 10^{23}$$

grammi \Rightarrow **moli** \Rightarrow **unità elementari**



Esercitazione

A quante moli corrispondono :

- a) 50 gr di Carbonato di Litio Li_2CO_3
- b) 753 gr di idrossido Ferrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- c) 37 gr di Ossido di Calcio CaO
- d) 2 gr di Anidride Nitrica N_2O_5

Risultato

- ($6,8 \cdot 10^{-1}$)
- (7,04)
- ($6,7 \cdot 10^{-1}$)
- ($1,85 \cdot 10^{-2}$)

Quanto pesano:

- a) 0,2 mol di Idrossido di Magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- b) $3 \cdot 10^{-2}$ mol di Nitrito Stannoso $\text{Sn}(\text{NO}_2)_2$
- c) 2,5 mol di Acido Ipocloroso HClO
- d) $7,3 \cdot 10^{-3}$ mol di Solfato di Bario BaSO_4
- e) 0.047 mol di Cloruro di Alluminio. AlCl_3

Risultato

- (11,6 g)
- (6,3 g)
- (130 g)
- (1,7 g)
- (6.2 g)



Ancora esercitazione

Nelle creme solari protettive si usa ossido di zinco, ZnO. Qual è il numero di molecole di ossido in 1 g ? Qual è il numero totale di ioni ?

Svolgimento

grammi \Rightarrow moli \Rightarrow unità elementari

$$n_{\text{ZnO}} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molare } \left(\frac{\text{g}}{\text{mole}}\right)}$$

$$\text{Massa molare}_{\text{ZnO}} = PA(\text{Zn}) + PA(\text{O}) = 65,39 + 15,99 = 81,38 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{ZnO}} = \frac{1}{81,38} = 0,012$$

$$\text{Numero di molecole} = n_{\text{ZnO}} \times 6,022 \cdot 10^{23} = 0,012 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 7,228 \cdot 10^{21}$$

$$\text{Numero di ioni} = 2 \times 7,228 \cdot 10^{21} = 14,456 \cdot 10^{21}$$



Ancora esercitazione

Quanti atomi di cloro sono contenuti in 100 g di cloruro di alluminio (AlCl_3)?

(Risultato : $1,35 \cdot 10^{24}$ atomi)

Che massa di cloruro di magnesio (MgCl_2), in grammi, si dovrebbe pesare perchè il campione contenga un totale di 5×10^{23} ioni di Cl^- ?

(Risultato : 39,03 g)

L'oro ha densità $19,32 \text{ g/cm}^3$. Un pezzo di foglia d'oro ha i lati di 2,50 cm e spessore 0,100 mm.

Quanti atomi d'oro ci sono?

(Risultato : $3,69 \cdot 10^{21}$)

Ricorda: La densità di una sostanza si calcola come rapporto fra la massa e il volume della stessa ($d = m \text{ (g)} / V \text{ (mL)}$) e rappresenta il peso dell'unità di volume della materia.

Cosa devi conoscere?

Fattori di conversione fra le unità di misura del volume inteso come grandezza geometrica e le unità di misura del volume inteso come capacità (litro con I suoi multipli e sottomultipli)

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1.000.000 \text{ mL} = 1000 \text{ L}$$



Ancora esercitazione

Se 1 μL di etilmercaptano liquido ($\text{C}_2\text{H}_6\text{S}$) avente densità 0,84 g/mL viene lasciato evaporare e distribuire in un'aula di volume 1500 m^3 , il vapore sarà rilevabile nella stanza?

(Il limite di rilevabilità è $9 \times 10^{-4} \mu\text{mol}/\text{m}^3$)

(Risposta : **SI** perché sono presenti $9,01 \times 10^{-3} \mu\text{mol}/\text{m}^3$ di etilmercaptano
valore superior al limite di rilevabilità)

Cosa devi conoscere?

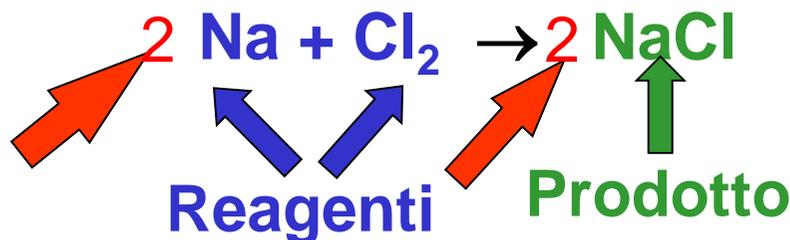
**Prefissi del Sistema internazionale d
unità di misura**

<u>Prefisso</u>	<u>Simbolo</u>	<u>Notazione scientifica</u>	<u>Numero decimale</u>
<u>tera</u>	T	10^{12}	1 000 000 000 000
<u>giga</u>	G	10^9	1 000 000 000
<u>mega</u>	M	10^6	1 000 000
<u>chilo</u>	k	10^3	1 000
<u>etto</u>	h	10^2	100
<u>deca</u>	da	10^1	10
–		10^0	1
<u>deci</u>	d	10^{-1}	0,1
<u>centi</u>	c	10^{-2}	0,01
<u>milli</u>	m	10^{-3}	0,001
<u>micro</u>	μ	10^{-6}	0,000001
<u>nano</u>	n	10^{-9}	0,000000001
<u>pico</u>	p	10^{-12}	0,000000000001
<u>femto</u>	f	10^{-15}	0,000000000000001

REAZIONI CHIMICHE

Equazioni chimiche

Una equazione chimica è la rappresentazione simbolica di una reazione in termini di formule



Coefficienti stechiometrici

L'equazione chimica è **bilanciata** quando il totale degli atomi di ogni elemento è uguale in entrambi i membri dell'equazione.

Tutte le reazioni chimiche obbediscono nella realtà alla legge di Lavoisier (o legge della conservazione della massa).



REAZIONI CHIMICHE

Equazioni chimiche



I coefficienti in genere sono scelti in modo da essere i più piccoli numeri interi



REAZIONI CHIMICHE

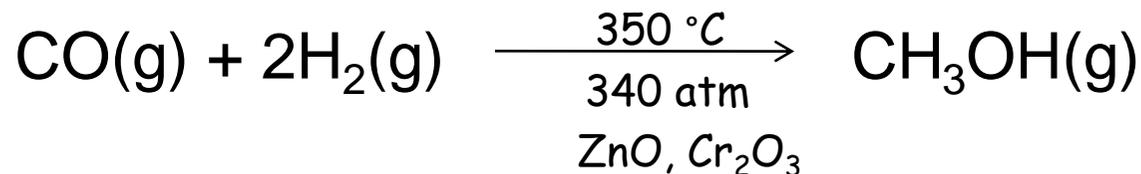
Equazioni chimiche

In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli fra parentesi indicanti le fasi dopo le formule

(g) = gas (l) = liquido (s) = solido (acq) = soluzione acquosa



L'equazione chimica, da sola, non è in grado di fornire informazioni sulle condizioni necessarie da adottare per effettuarla in laboratorio o in impianto



Esercitazione

Bilanciare le seguenti reazioni

Risultato

1. $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (2,3 – 1,3)
2. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CsOH}$ (1,1 – 2)
3. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_3$ (1,1 – 2)
4. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (2,1 – 1,2)
5. $\text{NaF} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgF}_2 + \text{NaOH}$ (2,1 – 1,2)
6. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (1,1 – 1,3)
7. $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (3,1 – 3,1)
8. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCN} \rightarrow \text{Al}(\text{CN})_3 + \text{H}_2\text{O}$ (1,3 – 1,3)
9. $\text{HClO} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,1 – 1,2)
10. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$ (3,2 – 1,6)
11. $\text{HgOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Hg}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (2,1 – 1,2)
12. $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 – 1,2)
13. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 – 1,2)
14. $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4$ (1,4 – 2,1)
15. $\text{AsCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{HCl} + \text{As}_2\text{S}_3$ (2,3 – 6,1)
16. $\text{H}_2\text{S} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3$ (1,2 – 1,2)



Stechiometria delle reazioni chimiche

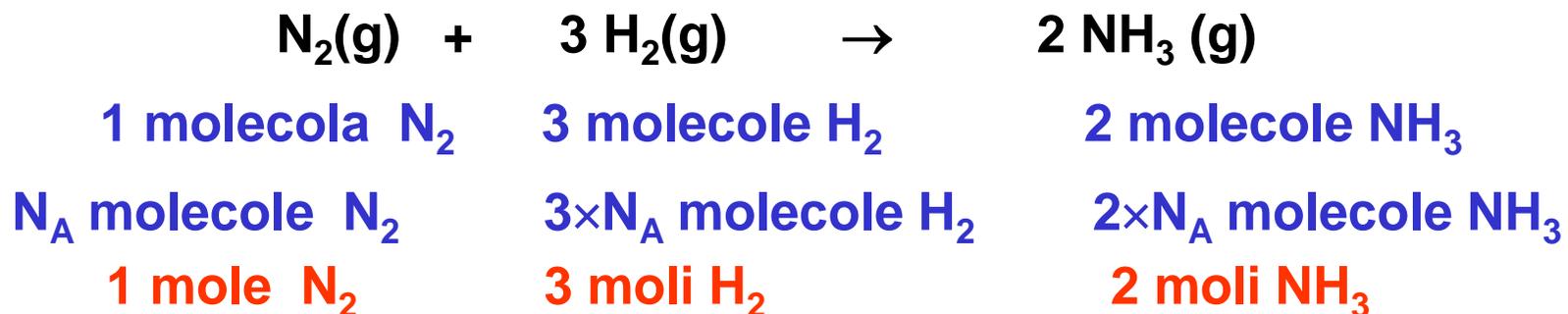
La stechiometria è il calcolo delle **quantità dei reagenti e dei prodotti** implicati in una reazione chimica. Essa si basa **sull'equazione chimica** e sulla **relazione tra massa e moli**.



Tipici problemi della stechiometria sono:

- Quanto idrogeno è necessario per produrre 100 Kg di NH_3 ?
- Quanta NH_3 si ottiene da 100 Kg di N_2 ?

Per rispondere ai problemi precedenti è utile la seguente interpretazione della reazione



Esempio 1

Nella fermentazione alcolica zuccheri come il glucosio vengono trasformati in 2 moli di alcool etilico e 2 moli di anidride carbonica, secondo la seguente reazione



Calcolare quanti grammi di zucchero sono necessari per produrre 1000 g di alcool etilico.

Dalla stechiometria della reazione 1 mole di zucchero (glucosio) si trasforma in 2 moli di alcool etilico.

Si calcolano le moli di alcool etilico che corrispondono a 1000 g. La massa molare dell' alcool etilico è pari a 46 g/mol.

$$n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 1000/46 = 22$$

Poiché 1 mole di zucchero si trasforma in 2 moli di alcool etilico, possiamo scrivere la seguente proporzione :

$$1 \text{ mole di } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : 2 \text{ moli } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = x : 22$$

$$1:2 = x:22 \qquad x = 11 \text{ moli di glucosio}$$

La massa molare del glucosio è 180 g/mol. I grammi di glucosio saranno pertanto:

$$\text{massa (g)} = n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times \text{PM}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 11 \times 180 = 1,980 \text{ g}$$



Esercitazione

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Idrossido di Alluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$ e' necessario per far reagire completamente 15 g di Acido Solforico H_2SO_4 ? Quanto Solfato di Alluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ si formerà da tale reazione?

(Risultato : 7,80 g di $\text{Al}(\text{OH})_3$; 17,10 g di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$)

$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di Acido Ortofosforico H_3PO_4 sono richiesti per reagire completamente con 75 g di Idrossido di Calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Quanto $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ si forma da tale reazione?

(Risultato : 65,96 g di H_3PO_4 ; 167,49 g di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$)

Quanti chilogrammi di acido solforico (H_2SO_4) possono essere preparati da un chilogrammo di minerale cuprite (Cu_2S), se ciascun atomo di zolfo della cuprite viene convertito in una molecola di acido?

(Risultato : 615,75 g di H_2SO_4)



REAGENTE LIMITANTE

Può capitare che i reagenti siano combinati in quantità diverse dalle proporzioni molari date dall'equazione chimica.

In tal caso solo uno dei reagenti – il **reagente limitante o in difetto** – si consuma completamente mentre parte dell'altro reagente – il **reagente in eccesso** – rimane inalterato.



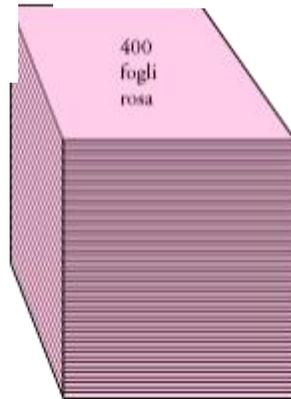
400 fogli
gialli



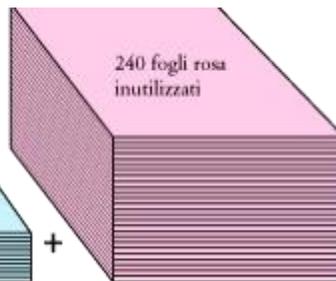
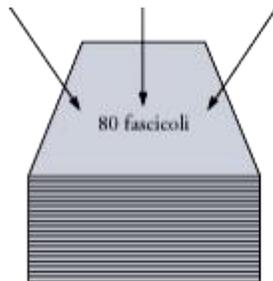
300
fogli
blu



400
fogli
rosa



- Esempio:
 - Quanti fascicoli contenenti
 - 5 fogli gialli
 - 3 fogli blu
 - 2 fogli rosa
- possono essere formati?
Quanti fogli e di quale colore rimangono inutilizzati?



Numero
Massimo di
fascicoli= 80

60 fogli blu
non
utilizzati

240
fogli rosa
non
utilizzati

Consideriamo la reazione



Supponiamo di far reagire 1 mole di H_2 e 1 mole di O_2 .

Il rapporto stechiometrico fra i reagenti è :

$$R = n_{\text{H}_2}/n_{\text{O}_2} = 2/1 = 2.$$

Il rapporto reale $R' = n'_{\text{H}_2}/n'_{\text{O}_2} = 1/1 = 1$

Poichè $R > R'$ ne segue che il numeratore di R' è minore del valore teorico quindi

H_2 è il reagente limitante o in difetto e l' O_2 è il reagente in eccesso

una volta prodotta una mole di H_2O la reazione si ferma e rimane ossigeno in eccesso.



Esempio 2

40,5 g di alluminio vengono introdotti in una soluzione che contiene 146 g di HCl. Calcolare quante moli di idrogeno si formano. Calcolare inoltre quale dei due reagenti è presente in eccesso e quante moli rimangono senza aver reagito alla fine della reazione.

La reazione che avviene è la seguente



Calcoliamo il numero di moli di alluminio e di acido cloridrico che sono state poste a reagire

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{PM_{\text{Al}}} = \frac{40,5\text{g}}{27\text{g/mol}} = 1,5\text{moli}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{PM_{\text{HCl}}} = \frac{146\text{g}}{36,5\text{g/mol}} = 4\text{ moli}$$

Confrontiamo in rapporto stechiometrico R con il rapporto reale R'

$$R = n_{\text{Al}}/n_{\text{HCl}} = 2/6 = 0,33$$

$$R' = n_{\text{Al}}/n_{\text{HCl}} = 1,5/4 = 0,38$$

$R' > R$ vuol dire che il denominatore è minore del valore teorico richiesto dalla stechiometria quindi **HCl è il reagente in difetto ovvero Al è il reagente in eccesso.**

Per determinare quanto alluminio reagirà con le 4 moli di HCl presente scriviamo la proporzione

$$n_{\text{Al}}:n_{\text{HCl}} = x:4$$

$$1 : 3 = x : 4$$

$$x = 1,33 \text{ moli di Al che reagiranno}$$



In soluzione rimangono dunque senza aver reagito $1,5 - 1,33 = 0,17$ moli di alluminio.

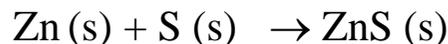
Per calcolare infine quante moli di idrogeno si formano, osserviamo che ogni 2 moli di HCl che reagiscono se ne forma 1 di idrogeno e tenendo conto che le 4 moli di HCl reagiscono completamente possiamo scrivere la seguente proporzione

$$2 : 1 = 4 : y \qquad y = 2 \text{ moli di H}_2$$



Esercitazione

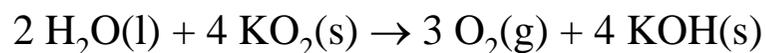
Data la reazione bilanciata



Calcolare quanti grammi di solfuro di zinco (II) si ottengono facendo reagire 7,36 g di Zn con 6,45 g di S.

(Risultato : 10,72 g di ZnS)

Determinare il numero di moli di $\text{O}_2(\text{g})$ che si ottengono da 30 moli di KO_2 e 20 moli di H_2O che reagiscono secondo la reazione



(Risultato : 22,5 moli di O_2)

$\text{HI} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Ioduro di Magnesio MgI_2 si produce facendo reagire 30 g di Acido Iodidrico HI con 40 g di Idrossido di Magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Quale dei due reagenti rimane senza aver reagito completamente alla fine della reazione e in che quantità?

(Risultato : 32,6 g di MgI_2 , 33,2 g di $\text{Mg}(\text{OH})_2$)

$\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Fosforo P e quanto Ossigeno O_2 sono necessari per produrre 1000 grammi di Anidride Fosforica P_2O_5 . Se facessimo reagire 500 grammi di Fosforo con 500 grammi di Ossigeno, quanta Anidride Fosforica si otterrebbe?

(Risultato : 436,4 g, 563,6 g, 887,2 g)



Resa percentuale

La quantità di prodotto formato in una reazione chimica, condotta in laboratorio o in impianto industriale, può essere minore del previsto

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{massa reale del prodotto}}{\text{massa teorica del prodotto}} \times 100$$

Esempio

Migliaia di ton/anno di urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ vengono prodotte ogni anno ed utilizzate come fertilizzante

La reazione usata è



La miscela di reazione tipica contiene NH_3 e CO_2 in rapporto molare 3:1 . Se si formano 47,7 g di urea per mole di CO_2 reagita qual è la resa percentuale di questa reazione?

Svolgimento

Considerando la stechiometria della reazione, si evince che il rapporto molare di una miscela di reazione tipica 3:1 vede l'anidride carbonica in difetto e quindi è il reagente limitante.

Calcoliamo la **massa di urea teorica** tenendo conto che dalla stechiometria della reazione da una mole di CO_2 si ottiene una mole di urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. La massa in grammi di urea che equivale ad una mole di composto è pari alla sua massa molare cioè **60 g**

Poiché la massa reale di urea è 47,7 grammi .

La resa percentuale della reazione è così calcolata:

$$\text{Resa percentuale} = 100 \times \text{massa urea reale} / \text{massa urea teorica} = 100 \times 47,7 / 60 = 79,5 \%$$

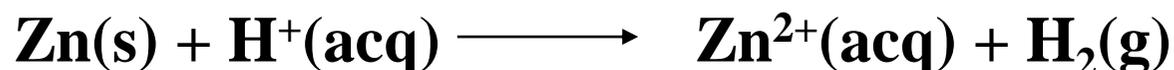


Reazioni di ossido-riduzione

Reazioni di ossido riduzione sono quelle trasformazioni chimiche in cui, fra i reagenti, avviene trasferimento di elettroni.

L'avvenire di una reazione di ossido-riduzione si evidenzia dalla variazione del numero di ossidazione delle specie chimiche quando si trasformano nei prodotti di reazione.

Ad esempio, se consideriamo la reazione



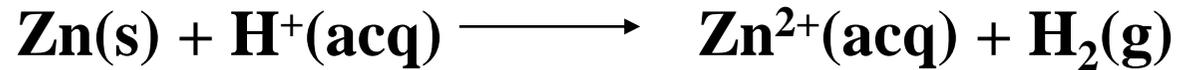
Zn varia il numero di ossidazione da «0» nei reagenti a «+2» nei prodotti

H varia il numero di ossidazione da «+1» nei reagenti a «0» nei prodotti

E' una reazione di ossido riduzione



Reazioni di ossido-riduzione



Zn: l'aumento del numero di ossidazione è dovuto alla cessione di elettroni.

Il processo di cessione di elettroni rappresenta lo stadio di ossidazione.

H: la diminuzione del numero di ossidazione è dovuto all'acquisto di elettroni.

Il processo di acquisto di elettroni rappresenta lo stadio di riduzione.

In una reazione di ossido-riduzione c'è almeno una specie che si ossida (cede elettroni) e almeno una specie che si riduce (acquista elettroni).

Il numero di elettroni ceduti dalla/e specie che si ossida/no deve essere uguale al numero di elettroni acquistati dalla/e specie che si riducono.



Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

Metodo della variazione del numero di ossidazione

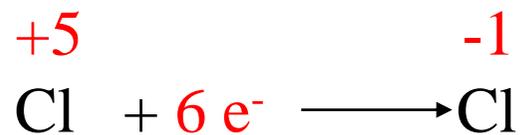


1) Identificare le specie che variano il numero di ossidazione

Il Cloro diminuisce il numero di ossidazione, acquista elettroni, SI RIDUCE

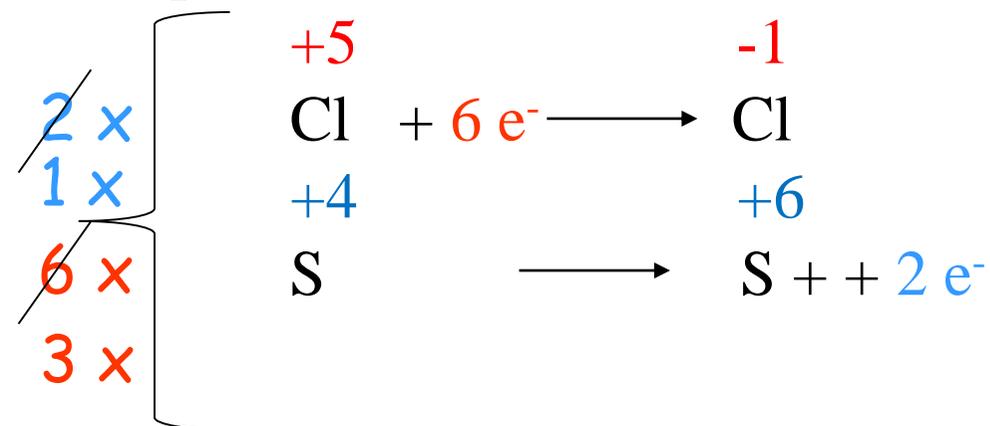
Lo Zolfo aumenta il numero di ossidazione, cede elettroni, SI OSSIDA

2) Scrivere le semireazioni di ossidazione e riduzione

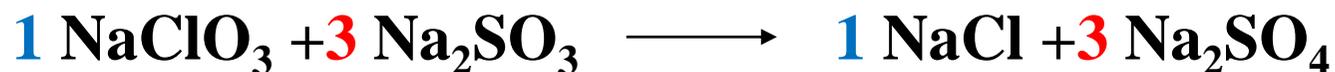


Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

3) Bilanciare il numero di elettroni scambiati (elettroni ceduti = elettroni acquistati)



4) Bilanciare la reazione

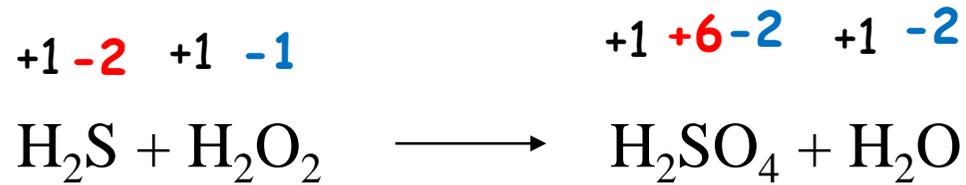


Controllare che tutte le specie chimiche, anche quelle che non variano lo stato di ossidazione risultino bilanciate.



Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

Esempio (2)

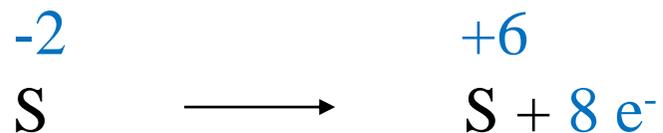
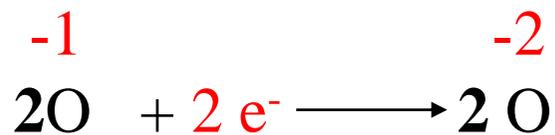


1) Identificare le specie che variano il numero di ossidazione

L'Ossigeno diminuisce il numero di ossidazione, acquista elettroni, SI RIDUCE

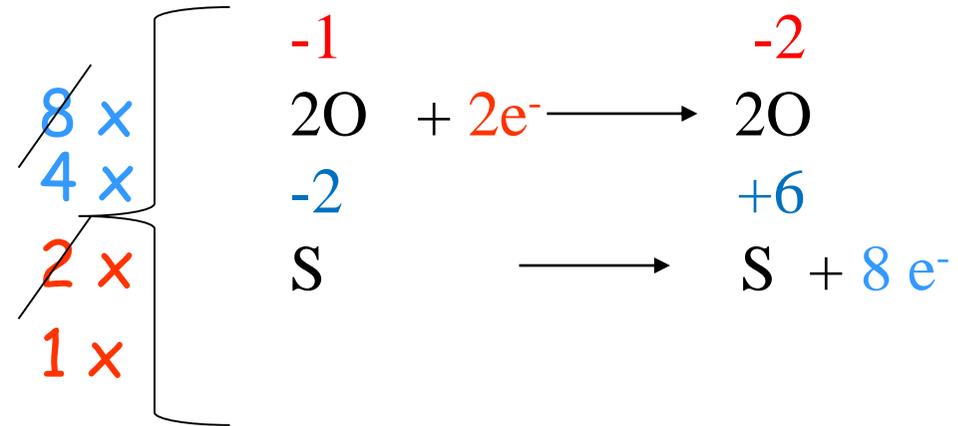
Lo Zolfo aumenta il numero di ossidazione, cede elettroni, SI OSSIDA

2) Scrivere le semireazioni di ossidazione e riduzione



Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

3) Bilanciare il numero di elettroni scambiati (elettroni ceduti = elettroni acquistati)



4) Bilanciare la reazione

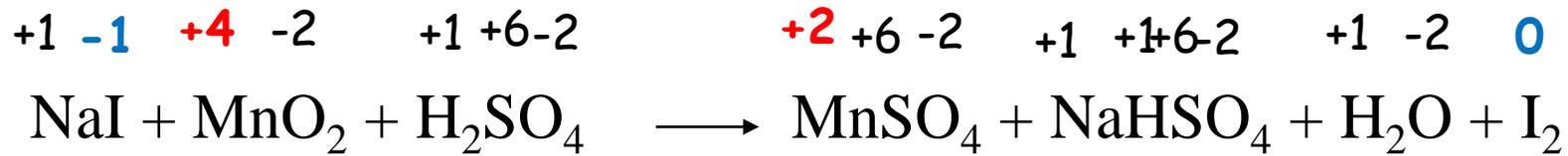


Controllare che tutte le specie chimiche, anche quelle che non variano lo stato di ossidazione risultino bilanciate (il coefficiente stechiometrico 1 si omette).



Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

Esempio (3)

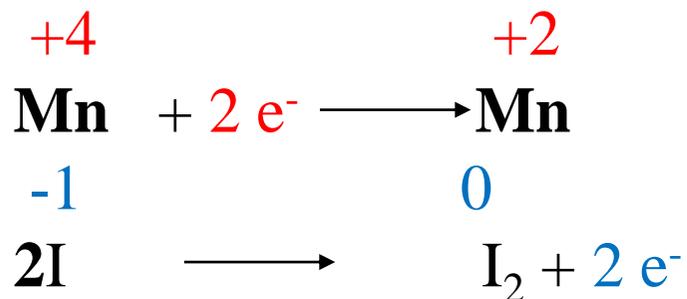


1) Identificare le specie che variano il numero di ossidazione

Il Manganese diminuisce il numero di ossidazione, acquista elettroni, SI RIDUCE

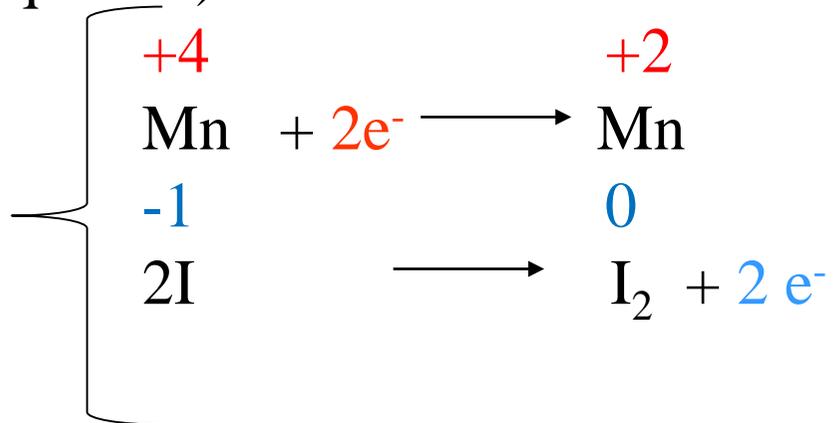
Lo Iodio aumenta il numero di ossidazione, cede elettroni, SI OSSIDA

2) Scrivere le semireazioni di ossidazione e riduzione



Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

3) Bilanciare il numero di elettroni scambiati (elettroni ceduti = elettroni acquistati)



4) Bilanciare la reazione



Controllare che tutte le specie chimiche, anche quelle che non variano lo stato di ossidazione risultino bilanciate (il coefficiente stechiometrico 1 si omette).



Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

Metodo ionico elettronico

Per le reazioni che avvengono in fase acquosa

1) Scrivere l'equazione in forma ionica;

Per tutte le specie che sono distribuite in fase acquosa separare il catione dall'anione

Non si scrivono in forma ionica le sostanze in fase solida, gas e l'acqua e l'acqua ossigenata.

2) Identificare le specie che variano il numero di ossidazione

3) Scrivere le semireazioni di ossidazione e riduzione

4) Bilancio di massa delle specie che si ossidano e si riducono

5) Indicare il numero di elettroni scambiati per ogni semireazione

6) Bilanciare la carica nelle due semireazioni utilizzando ioni H^+ (se la reazione avviene in ambiente acido) oppure ioni OH^- (se la reazione avviene in ambiente alcalino)

7) Bilanciare la massa di H^+ o OH^- con H_2O

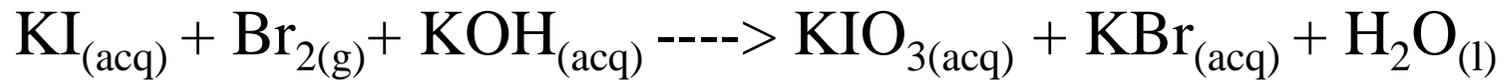
8) Bilanciare il numero di elettroni scambiati (elettroni ceduti = elettroni acquistati)

9) Procedere con la somma delle due semireazioni e con il bilanciamento della reazione complessiva.



Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

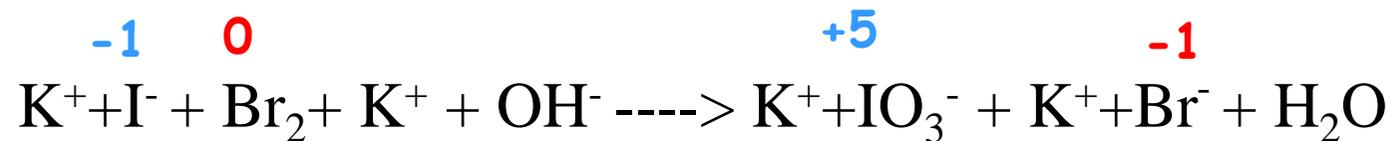
Metodo ionico elettronico



1) Scrivere l'equazione in forma ionica;

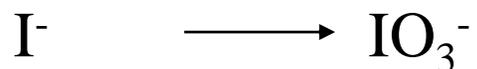
Per tutte le specie che sono distribuite in fase acquosa separare il catione dall'anione

Non si scrivono in forma ionica le sostanze in fase solida, gas e l'acqua e l'acqua ossigenata.



2) Identificare le specie che variano il numero di ossidazione

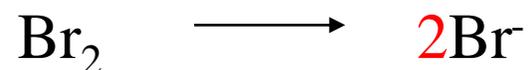
3) Scrivere le semireazioni di ossidazione e riduzione



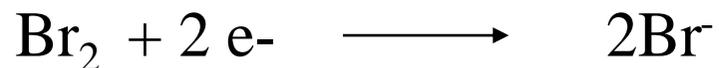
Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

Metodo ionico elettronico

4) Bilancio di massa delle specie che si ossidano e si riducono



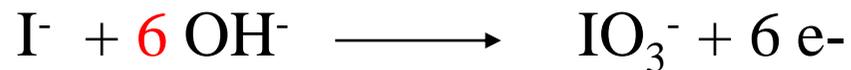
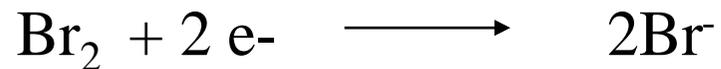
5) Indicare il numero di elettroni scambiati per ogni semireazione



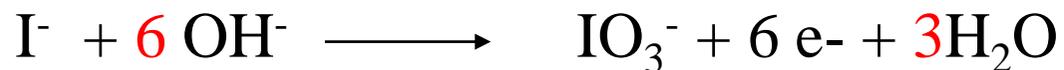
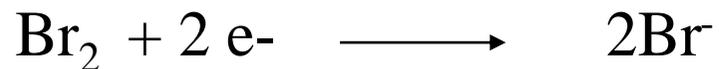
Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

Metodo ionico elettronico

6) Bilanciare la carica nelle due semireazioni utilizzando ioni H^+ (se la reazione avviene in ambiente acido) oppure ioni OH^- (se la reazione avviene in ambiente alcalino)



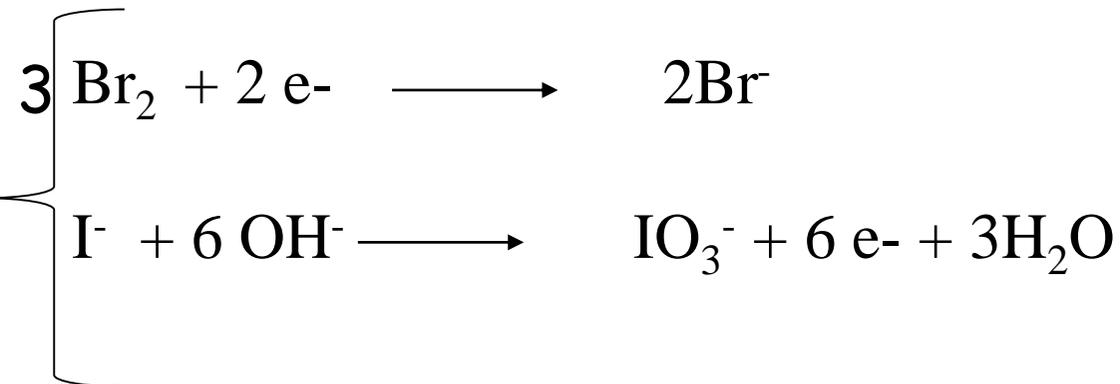
7) Bilanciare la massa di H^+ o OH^- con H_2O



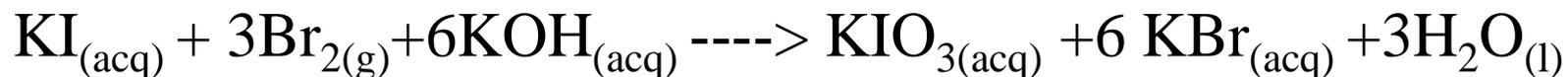
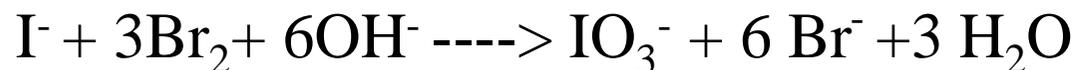
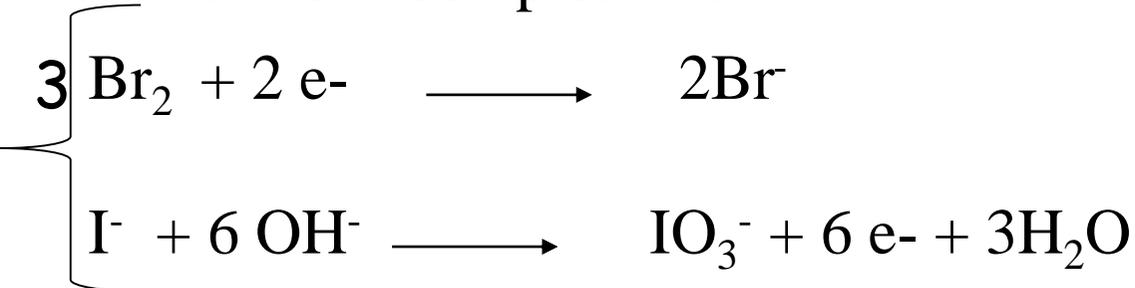
Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione

Metodo ionico elettronico

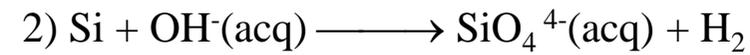
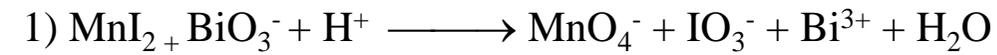
8) Bilanciare il numero di elettroni scambiati (elettroni ceduti = elettroni acquistati)



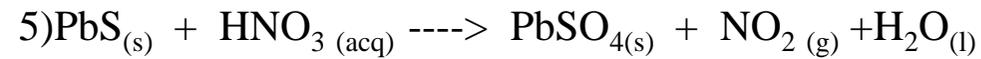
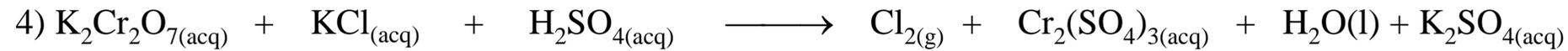
9) Procedere con la somma delle due semireazioni e con il bilanciamento della reazione complessiva.



Esercitazione: Bilanciare con il metodo ionico elettronico le seguenti reazioni scritte in forma ionica



Bilanciare con il metodo ionico elettronico le seguenti reazioni da scrivere in forma ionica



Riepilogo: Bilanciare le seguenti reazioni; Scegliere a seconda del tipo di reazione se utilizzare il metodo di variazione del numero di ossidazione o il metodo ionico-elettronico

Per il calcolo del numero di ossidazione consultare la tavola periodica

$\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{KNO}_2(\text{s})$	(1,2,3 - 2,2,3)
$\text{Cu}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{acq}) \rightarrow \text{CuSO}_4(\text{acq}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(1,2 - 1,1,2)
$\text{Na}_2\text{HAsO}_3(\text{acq}) + \text{KBrO}_3(\text{acq}) + \text{HCl}(\text{acq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{acq}) + \text{KBr}(\text{acq}) + \text{H}_3\text{AsO}_4(\text{acq})$	(3,1,6 - 6,1,3)
$\text{NaNO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{NaNO}_3(\text{s}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{Na}_2\text{O}(\text{s})$	(3 - 1,2,1)
$\text{K}_2\text{SO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{s}) + \text{K}_2\text{S}(\text{s})$	(4 - 3,1)
$\text{Pb}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{acq}) \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{acq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(3,8 - 3,2,4)
$\text{H}_3\text{AsO}_3(\text{acq}) + \text{SnCl}_2(\text{acq}) + \text{HCl}(\text{acq}) \rightarrow \text{As}(\text{s}) + \text{SnCl}_4(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(2,3,6 - 2,3,6)
$\text{HNO}_3(\text{acq}) + \text{HCl}(\text{acq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(2,6 - 2,3,4)
$\text{HNO}_3(\text{acq}) + \text{H}_2\text{S}(\text{acq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{S}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(2,3 - 2,3,4)
$\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KI}(\text{acq}) + \text{KOH}(\text{acq}) \rightarrow \text{KCl}(\text{acq}) + \text{KIO}_3(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(3,1,6 - 6,1,3)
$\text{CaH}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$	(1,2 - 1,2)
$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	(4,3 - 2,6)
$\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{acq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{acq}) + \text{H}_2(\text{g})$	(1,1 - 1,1)
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$	(2 - 2,1)
$\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{FeSO}_4(\text{acq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{acq}) \rightarrow \text{MnSO}_4(\text{acq}) + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(1,2,2 - 1,1,2)
$\text{H}_2\text{S}(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{acq}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(1,4 - 1,4)
$\text{KI}(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{acq}) \rightarrow \text{KOH}(\text{acq}) + \text{I}_2(\text{s})$	(2,1 - 2,1)
$\text{NaI}(\text{acq}) + \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{acq}) \rightarrow \text{MnSO}_4(\text{acq}) + \text{NaHSO}_4(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{I}_2(\text{s})$	(2,1,3 - 1,2,2,1)
$\text{BCl}_3(\text{acq}) + \text{P}_4(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{BP}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{acq})$	(4,1,6 - 4,12)
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{s}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	(1 - 1,1,4)
$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Na}(\text{CN})(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$	(1,4,1 - 2,3)
$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6(\text{acq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{acq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{acq}) + \text{FeSO}_4(\text{acq}) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{acq}) + \text{CO}(\text{g})$	(1,6,6 - 2,1,3,6)

Nota bene

-CN⁻ è l'anione cianuro

-(il numero di ossidazione di C è -4;

il numero di ossidazione di N è +3)

-NH₄⁺ è il catione ammonio

- (il numero di ossidazione di N è -3;

il numero di ossidazione di H è +1)



Equivalente chimico

Rappresenta una unità di misura della quantità di sostanza

Definizioni: un equivalente di sostanza è la massa in grammi pari al suo **Peso Equivalente (PE)**

PE si calcola come rapporto fra la massa molare e un numero **z** detto numero di equivalenza

$$\mathbf{PE} = \frac{\mathbf{PM}}{\mathbf{z}}$$



Data una massa di sostanza pari a g ad essa corrisponderanno in numero di equivalenti pari a :

$$n_{\text{eq}} = \frac{g}{PE}$$

Relazione fra moli ed equivalenti

$$PE = \frac{PM}{z}$$

$$n_{\text{eq}} = \frac{g}{\frac{PM}{z}} = \frac{g}{PM} \cdot z$$

$$n_{\text{eq}} = n \cdot z$$

Come si determina il numero di equivalenza z ??



Sostanza	Non partecipano ad una reazione	Esempio	z
Acidi	z è uguale al numero di protoni (H ⁺) presenti nella molecola	HCl H ₂ SO ₄ H ₃ PO ₄	1 2 3
Idrossidi	z è uguale al numero di ossidrili (OH ⁻) presenti nella molecola	NaOH Ca(OH) ₂ Al(OH) ₃	1 2 3
H ₂ O (anfotero)	z è uguale al numero di H ⁺ o OH ⁻ presenti nella molecola	H ₂ O (H ⁺ OH ⁻)	1



Sostanza	Partecipano alla reazione	Esempio	z
Acidi	z è uguale al numero di protoni scambiati nella reazione	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	1
		$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	1
		$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	2
Idrossidi	z è uguale al numero di ossidrili scambiati nella reazione	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	1
		$\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Ca(OH)Cl} + \text{H}_2\text{O}$	1
		$\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2



Sostanza	Partecipano ad una reazione non redox	Esempio	z	
Sali, ossidi, anidridi	z è uguale al numero delle cariche totali positive o negative che si originano dalla dissociazione di una mole di sostanza	AlCl_3	$\text{Al}^{3+} \quad 3\text{Cl}^-$	3
		Na_2SO_4	$2\text{Na}^+ \quad \text{SO}_4^{2-}$	2
		$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$2\text{Al}^{3+} \quad 3\text{SO}_4^{2-}$	6
		K_2O	$2\text{K}^+ \quad \text{O}^{2-}$	2
		Fe_2O_3	$2\text{Fe}^{3+} \quad 3\text{O}^{2-}$	6

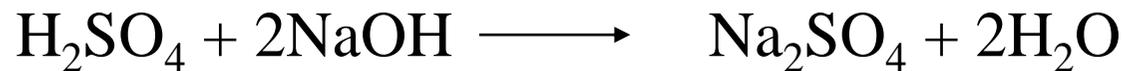
Sostanza	Partecipano ad una reazione redox
Sali, ossidi, anidridi	z è uguale al numero di elettroni acquistati o ceduti da una mole di sostanza



Perché utilizzare gli equivalenti?

Perché le sostanze reagiscono fra di loro secondo un uguale numero di equivalenti e formano lo stesso numero di equivalenti.

DIMOSTRAZIONE: partiamo da una reazione acido/base e analizziamo i rapporti molari ed i rapporti in equivalenti



Rapporti
molari

n=1

n=2

n=1

n=2

**Rapporti in
equivalenti**

$$n_{\text{eq}} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$n_{\text{eq}} = 2 \cdot 1 = 2$$

$$n_{\text{eq}} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$n_{\text{eq}} = 2 \cdot 1 = 2$$

$$n_{\text{eq}} = n \cdot z$$



Esercitazione

Calcolare il numero di equivalenti corrispondenti alle seguenti moli

- a) 0,2 mol di Idrossido di Magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- b) $3 \cdot 10^{-2}$ mol di Nitrito Stannoso $\text{Sn}(\text{NO}_2)_2$
- c) 2,5 mol di Acido Ipocloroso HClO
- d) $7,3 \cdot 10^{-3}$ mol di Solfato di Bario BaSO_4
- e) 0.047 mol di Cloruro di Alluminio. AlCl_3

Calcolare il numero di equivalenti corrispondenti alle seguenti masse

- a) 50 gr di Carbonato di Litio Li_2CO_3
- b) 753 gr di idrossido Ferrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- c) 37 gr di Ossido di Calcio CaO
- d) 2 gr di Anidride Nitrica N_2O_5



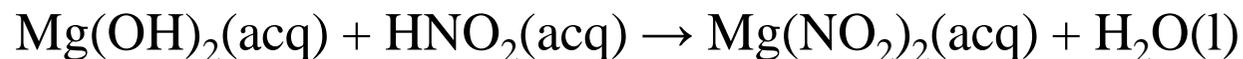
Esercitazione

Calcolare il numero di equivalenti di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ che si formano nella reazione tra un eccesso di idrossido di alluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$ e 250 g di acido solforico (H_2SO_4). Calcolare inoltre quanti grammi di idrossido reagiscono.



Risposta: $n_{eq} 5,1$; 132,6 g

2) Calcolare la massa in grammi di $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$ che si ottiene quando 8,2 g di idrossido di magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) reagisce con HNO_2 in eccesso.

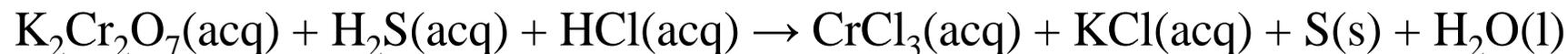


Risposta: 16,4 g



Esercitazione (usare il metodo degli equivalenti)

3) Il bicromato di potassio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) ossida l'acido solfidrico (H_2S) a zolfo elementare (S) in ambiente acido secondo la seguente reazione



Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di bicromato sono necessari ad ossidare 15 g di acido solfidrico e quanto cloruro cromatico (CrCl_3) si forma.

(Risultato (1,3,8-2,2,3,7) 43,2g 46,5g)



Dopo aver bilanciato le reazioni rispondere ai quesiti proposti

1. Quanti grammi di H₂ vengono prodotti dalla reazione tra 11,5 grammi di Na ed acqua in eccesso? La reazione (da bilanciare) è: $\text{Na(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{NaOH(acq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

2. Un eccesso di Azoto reagisce con 2 g di Idrogeno. Quanti grammi di Ammoniaca vengono prodotti? La reazione (da bilanciare) è: $\text{N}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{NH}_3\text{(g)}$

3. Quanti grammi di Ossigeno vengono richiesti per bruciare completamente 85,6 grammi di Carbonio? E quanti grammi di CO₂ si formeranno?

La reazione (da bilanciare) è: $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$

4. $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(acq)} + \text{Al(OH)}_3\text{(acq)} \rightarrow \text{Al}_2\text{(SO}_4)_3\text{(acq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Idrossido di Alluminio Al(OH)₃ e' necessario per far reagire completamente 15 g di Acido Solforico H₂SO₄? Quanto Solfato di Alluminio Al₂(SO₄)₃ si formerà da tale reazione?

5. $\text{HI(acq)} + \text{Mg(OH)}_2\text{(acq)} \rightarrow \text{MgI}_2\text{(acq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Ioduro di Magnesio MgI₂ si produce facendo reagire 30 g di Acido Iodidrico HI con 40 g di Idrossido di Magnesio Mg(OH)₂. Quale dei due reagenti rimane senza aver reagito completamente alla fine della reazione e in che quantità?

6. $\text{H}_3\text{PO}_4\text{(acq)} + \text{Ca(OH)}_2\text{(acq)} \rightarrow \text{Ca}_3\text{(PO}_4)_2\text{(acq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di Acido Ortofosforico H₃PO₄ sono richiesti per reagire completamente con 75 g di Idrossido di Calcio Ca(OH)₂. Quanto Ca₃(PO₄)₂ si forma da tale reazione?

7. $\text{P(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5\text{(g)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Fosforo P e quanto Ossigeno O₂ sono necessari per produrre 1000 grammi di Anidride Fosforica P₂O₅. Se facessimo reagire 500 grammi di Fosforo con 500 grammi di Ossigeno, quanta Anidride Fosforica si otterrebbe?

8. $\text{ZnS(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + \text{SO}_2\text{(g)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di ossido di zinco si formano per forte riscaldamento in aria di 1 kg di ZnS.

9. $\text{Al(s)} + \text{Cr}_2\text{O}_3\text{(s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)} + \text{Cr(s)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto cromo metallico si può ottenere da una miscela di 5 kg di alluminio e di 20 kg di ossido cromico e quale reagente resta alla fine della reazione e in che quantità.

15. $\text{Mg(OH)}_2\text{(acq)} + \text{HNO}_2\text{(acq)} \rightarrow \text{Mg(NO}_2)_2\text{(acq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di Mg(NO₂)₂ si otterranno, disponendo di 8,2 g di idrossido di magnesio (Mg(OH)₂) e di acido nitroso (HNO₂) in eccesso.

16. $\text{NaIO}_3\text{(acq)} + \text{NaHSO}_3\text{(acq)} \rightarrow \text{NaHSO}_4\text{(acq)} + \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(acq)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{I}_2\text{(g)}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto iodato (NaIO₃) e quanto bisolfito (NaHSO₃) sono necessari per produrre 1 kg di I₂.

26. Il bicromato di potassio ($K_2Cr_2O_7$) ossida l'acido solfidrico (H_2S) a zolfo elementare (S) in ambiente acido secondo la seguente reazione

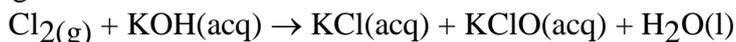


Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di bicromato sono necessari ad ossidare 15 g di acido solfidrico e quanto cloruro cromatico ($CrCl_3$) si forma.

27. Data la reazione (da bilanciare) $BaCl_2(acq) + H_2SO_4(acq) \rightarrow BaSO_4(s) + HCl(acq)$ calcolare quanti grammi di solfato ($BaSO_4$) si formano facendo reagire 500 g di cloruro ($BaCl_2$) con 100 g di acido solforico (H_2SO_4). Calcolare inoltre quale dei due reagenti non reagisce completamente ed in che quantità si trova al termine della reazione.

28. Data la reazione (da bilanciare) $MgCl_2(acq) + AgNO_3(acq) \rightarrow AgCl(s) + Mg(NO_3)_2(acq)$ calcolare quanti grammi di cloruro di argento ($AgCl$) e di nitrato di magnesio ($Mg(NO_3)_2$) si formano facendo reagire 150 g di cloruro di magnesio ($MgCl_2$). Calcolare inoltre quanti grammi di nitrato di argento ($AgNO_3$) vengono consumati.

30. Dopo aver bilanciato le seguenti reazioni:



calcolare quanti grammi di cloro (Cl_2) sono necessari per preparare 250 g di clorato di potassio ($KClO_3$).

Risposte

1. (2,2-2,1) 0,5g

2. (1,3-2) 11,3g

3. (1,1-1) 228,1g 313,7g

4. (3,2-1,6) 8,0g 17,4g

5. (2,1-1,2) 32,6g 33,2g $Mg(OH)_2$

6. (2,3-1,6) 66,1 g 104,7g

7. (4,5-2) 436,4 g 563,6g 887,2g

8. (2,3-2,2) 835g

9. (2,1-1,2) 9.635g 5.917g Cr_2O_3

15. (1,2-1,2) 16,4 g

16. (2,5-3,2,1,1) 1,56 kg 2,05 kg

26. (1,3,8-2,2,3,7) 43,2g 46,5g

27. (1,1-1,2) 238,0g 287,7g $BaCl_2$

28. (1,2-2,1) 535,3g 451,6g 233,7g

30. (1,2-1,1,1) (3-2,1) 433,9g

Nota bene: Le reazioni redox, se avvengono in soluzione acquosa, vanno bilanciate con il metodo ionico elettronico. Negli altri casi usare il metodo della variazione del numero di ossidazione.