



## COMPOSTI E REAZIONI



### COMPOSTI E REAZIONI

#### 3.A PRE-REQUISITI

#### 3.B PRE-TEST

#### 3.C OBIETTIVI



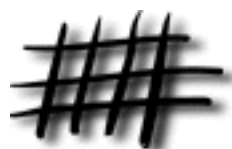
### 3.1 COMPOSTI INORGANICI

#### 3.1.1 NOMI DEI COMPOSTI

#### 3.1.2 FORMULE DI STRUTTURA

#### 3.1.3 NUMERO DI OSSIDAZIONE

#### 3.1.4 ESERCIZI SVOLTI



### 3.2 REAZIONI CHIMICHE

#### 3.2.1 SIGNIFICATO GENERALE

#### 3.2.2 BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI NON DI OSSIDO-RIDUZIONE



#### 3.2.3 BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE (REAZIONI REDOX)

#### 3.2.4 ESERCIZI SVOLTI

### 3.3 RELAZIONI TRA LE MASSE E TRA I VOLUMI DI REAGENTI E PRODOTTI

#### 3.3.1 QUANTITA' IN PESO DI SOSTANZE CHE REAGISCONO

#### 3.3.2 REAGENTE LIMITANTE E REAGENTE IN ECCESSO

#### 3.3.3 RESA

#### 3.3.4 RAPPORTI VOLUMETRICI

#### 3.3.5 ESERCIZI SVOLTI

### 3.V VERIFICA SE HAI CAPITO

#### ESERCIZI





# COMPOSTI E REAZIONI

## 3.A PRE-REQUISITI

## 3.C OBIETTIVI

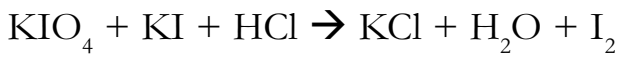


Prima di iniziare a lavorare su questa Unità, dovresti essere in grado di:

- distinguere una sostanza semplice da una sostanza composta;
- calcolare i pesi atomici e molecolari;
- usare il peso atomico/molecolare per convertire le moli in grammi, e viceversa;
- riconoscere i diversi tipi di formule che possono essere usate per rappresentare un composto.

## 3.B PRE-TEST

Bilancia la seguente reazione chimica ed attribuisci un nome ad ogni specie presente



[Soluzione](#)

Al termine di questa Unità dovrai essere in grado di:

- riconoscere alcuni tipi di composti inorganici, imparare a dare loro un nome ed a costruire le relative formule di struttura;
- definire il significato di numero di ossidazione e conoscere i criteri per la sua attribuzione;
- comprendere il concetto di reazione chimica e giustificare la presenza dei coefficienti stechiometrici nella reazione;
- bilanciare le reazioni che non comportano variazioni nello stato di ossidazione e quelle di ossido-riduzione, dopo aver determinato il numero di ossidazione degli elementi che entrano in gioco;
- comprendere la reazione chimica nel suo significato quantitativo, risalire alle relazioni tra le masse o tra i volumi dei composti coinvolti e calcolare la resa;
- applicare il calcolo stechiometrico ai vari tipi di reazioni.



# COMPOSTI E REAZIONI

## 3.1 COMPOSTI INORGANICI

### 3.1.1 NOMI DEI COMPOSTI



Richiamiamo i principali tipi di **formula** chimica.

Formula minima: indica il numero relativo di atomi dei diversi elementi contenuti in una sostanza composta.

Formula molecolare: oltre alle informazioni fornite dalla formula minima, indica il numero effettivo di atomi di ogni elemento presente nel composto.

Formula di struttura: mostra il modo con cui gli atomi sono legati tra loro ed i tipi di legami presenti.

Composizione percentuale: indica le quantità in grammi dei diversi elementi che lo costituiscono presenti in 100 grammi di un composto.

Avendo a che fare con i composti chimici, ci occorre un metodo sistematico per attribuire un nome ad ogni composto, cioè un sistema di nomenclatura. I composti contenenti essenzialmente carbonio, idrogeno e pochi altri elementi (ad esempio, ossigeno, azoto, fosforo, alogeni) vengono considerati nell'ambito della **chimica organica** e possiedono regole proprie di nomenclatura; ci occupiamo qui degli altri composti, detti composti

inorganici, facendo riferimento ad alcune norme convenzionali usate dai chimici.

**NUMERO DI OSSIDAZIONE** (N.O., detto anche stato di ossidazione): è un numero che può essere messo in relazione con il numero di elettroni che un atomo utilizza per formare legami. Un elemento viene considerato tanto più ossidato quanto più elevato è il suo N.O. Il N.O di un atomo in una specie chimica è uguale alla carica che l'atomo avrebbe se tutti gli elettroni che prendono parte ai legami venissero attribuiti all'elemento più elettronegativo di tale specie. Può essere indicato con un numero romano posto come esponente accanto all'elemento.

Le **regole convenzionali per determinare il numero di ossidazione** verranno descritte dettagliatamente in seguito e riprese in relazione al bilanciamento delle **reazioni di ossido-riduzione**.

Procediamo parallelamente per METALLI e NON METALLI (come troviamo nella **tavola periodica**).



# COMPOSTI E REAZIONI

## REGOLE DI NOMENCLATURA



COMPOSTO	ELEMENTI INTERESSATI	NOME S.O. MINORE	NOME S.O. MAGGIORE
<i>OSSIDO</i> basico	Metallo + O <sub>2</sub>	"ossido di" + metallo (per N.O. unico) Na <sub>2</sub> O ossido di sodio	
		"ossido ...-oso" FeO ossido ferroso (ossido di ferro II)	"ossido ...-ico" Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ossido ferrico (ossido di ferro III)
Ossido acido (anidride)	Non metallo + O <sub>2</sub>	Come per gli ossidi basici	
		Oppure, "anidride ...-osa" SO <sub>2</sub> anidride solforosa	"anidride ...-ica" SO <sub>3</sub> anidride solforica CO <sub>2</sub> anidride carbonica
<i>IDROSSIDO</i> (base)	Metallo + O <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	"idrossido di" + metallo Ba(OH) <sub>2</sub> idrossido di bario Fe(OH) <sub>3</sub> idrossido di ferro III	
(Osso) <i>ACIDO</i>	Non Metallo + O <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	"acido ...-oso" H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> acido solforoso HNO <sub>2</sub> acido nitroso	"acido ...-ico" H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> acido solforico H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> acido carbonico
Idracido	Alg (N.O.-1), S (-2), CN + H <sub>2</sub>	"acido ...-idrico" HCl acido cloridrico H <sub>2</sub> S acido solfidrico	
<i>SALE</i>	Metallo + acido	"acido ...-idrico" diventa "...uro di metallo" CaCl <sub>2</sub> cloruro di calcio Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub> solfuro di ferro III Stessa nomenclatura per gli idruri dei metalli: "idruro di" + metallo NaH idruo di sodio	
		"...-ito di metallo" Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> solfito di sodio AlPO <sub>3</sub> fosfito di Al	"...-ato di metallo" LiNO <sub>3</sub> nitrato di litio CaSO <sub>4</sub> solfato di calcio



## COMPOSTI E REAZIONI



OSSERVAZIONI:

1. In alternativa, OSSIDI e ANIDRIDI possono essere definiti specificando il numero di atomi presenti con opportuni prefissi.



Esempi:  $MnO_2$  biossido di manganese

$N_2O_5$  pentossido di biazoto

$CO$  monossido di carbonio



2. Gli ossidi ANFOTERI derivano da elementi posti al confine tra metalli e non metalli; per questo il loro comportamento può essere acido o basico a seconda dei casi.



3. Gli ALOGENI, potendo assumere diversi N.O integrano la nomenclatura ordinaria nel modo seguente:

N.O. +1 “ipo ...-oso”:

$Cl_2O$  anidride ipoclorosa;  $HClO$  acido ipocloroso

N.O. +3 “...-oso”:

$Cl_2O_3$  anidride clorosa;  $HClO_2$  acido cloroso

N.O. +5 “...-ico”:

$Cl_2O_5$  anidride clorica;  $HClO_3$  acido clorico



N.O. +7 “per ...-ico”:

$Cl_2O_7$  anidride perclorica;  $HClO_4$  acido perclorico

4. Composti che non rientrano nelle classi precedentemente enunciate:

PEROSSIDI: caratterizzati dal gruppo -O-O- in cui l'ossigeno ha S.O. -1; esempi:  $H_2O_2$  (perossido di idrogeno o acqua ossigenata),  $Na_2O_2$  (perossido di sodio).

PEROSSOACIDI: acidi che contengono il gruppo -O-O-;

Esempio:  $HOONO_2$  (acido perossonitrico).

TIOACIDI: acidi in cui un O viene sostituito da S;

Esempio:  $H_2S_2O_3$  (acido monotiosolforico).

5. I sali ottenuti sostituendo con metalli tutto l'idrogeno degli acidi si definiscono sali NEUTRI. Se nella molecola compaiono ancora degli atomi di H, si hanno i cosiddetti SALI ACIDI. Nella costruzione del nome, è necessario indicare quanti H sono rimasti con il termine “idrogeno” o “acido” preceduto da un opportuno prefisso.

Esempi:  $Na_2HPO_4$  monoidrogeno fosfato di sodio, oppure fosfato monoacido di sodio

$NaHCO_3$  monoidrogenocarbonato di sodio,



## COMPOSTI E REAZIONI



oppure bicarbonato di sodio (residuo di nomenclatura in disuso, da ricordare); analogamente,  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$  bisolfito di calcio.

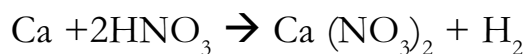
\* il Si rappresenta un'eccezione e forma l'acido (orto)silicico con  $2\text{H}_2\text{O}$

In genere il prefisso "orto" è sottinteso



6. Metodi di SALIFICAZIONE alternativi

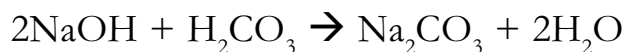
Metallo + acido  $\rightarrow$  sale +  $\text{H}_2$  (già visto);



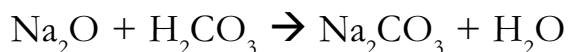
Ossido acido + ossido basico  $\rightarrow$  sale;



Idrossido + acido  $\rightarrow$  sale + acqua;



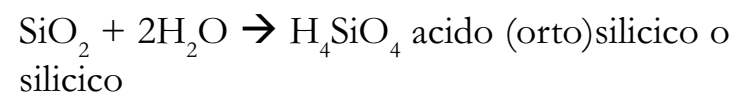
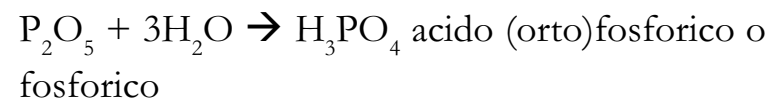
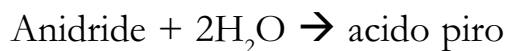
Ossido basico + acido  $\rightarrow$  sale + acqua;



Idrossido + ossido acido  $\rightarrow$  sale + acqua;



7. OSSOACIDI META-PIRO-ORTO: le anidridi di alcuni Non Metalli (P, As, Sb, B, Si) possono reagire con acqua in diverse proporzioni, formando acidi diversi





# COMPOSTI E REAZIONI

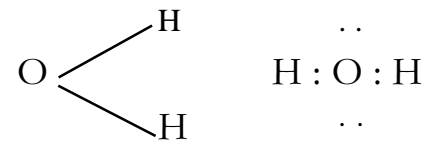
## 3.1.2 FORMULE DI STRUTTURA



A partire dalla formula molecolare di un composto, è possibile costruire una rappresentazione chiamata **FORMULA DI STRUTTURA**, in cui ogni legame viene rappresentato con un trattino e corrisponde ad una coppia di elettroni condivisi.

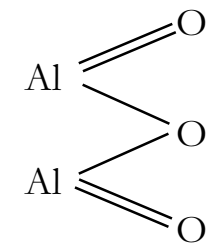
Ogni elemento sarà quindi caratterizzato da un numero di legami pari al valore numerico del suo numero di ossidazione.

Tali rappresentazioni sono equivalenti alle **formule di Lewis**, in cui gli elettroni dello strato più esterno vengono rappresentati con puntini posti intorno al simbolo dell'elemento, e ogni coppia di elettroni condivisi dà luogo ad un legame. Così, ad esempio, la molecola H<sub>2</sub>O può essere rappresentata:

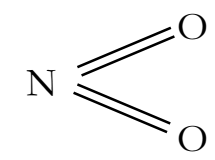


Vediamo alcuni altri esempi:

### OSSIDI

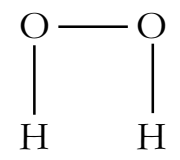


Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Ossido di Al

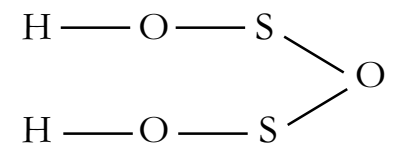


NO<sub>2</sub> Ossido di N (IV)

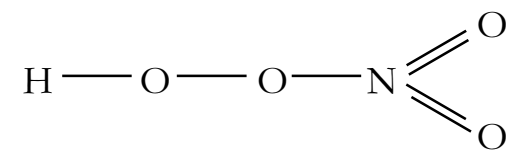
### PEROSSIDI, PEROSSOACIDI E TIOACIDI



H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> Perossido di H



H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
Acido monotiosolforico

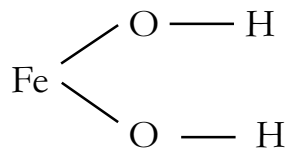


HNO<sub>4</sub> Acido perossonitrico

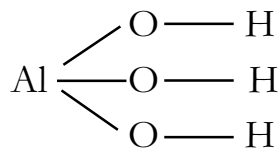


## COMPOSTI E REAZIONI

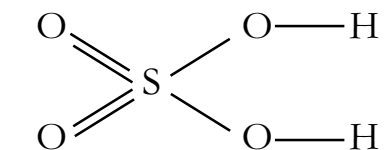
### IDROSSIDI



Idrossido di Fe (II)



Idrossido di Al

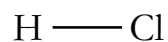


$\text{H}_2\text{SO}_4$  Acido solforico

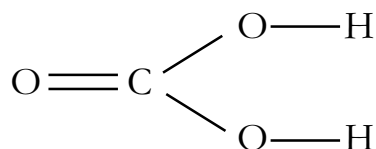
### ACIDI

Per gli ossoacidi, si formano tanti gruppi OH quanti sono gli atomi di H, che vengono legati direttamente al non metallo con legame semplice, poi si legano gli O rimasti mediante doppi legami.

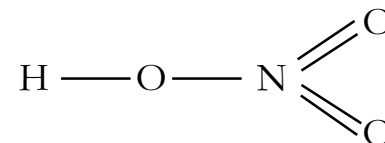
Per gli idracidi, si lega direttamente H all'elemento.



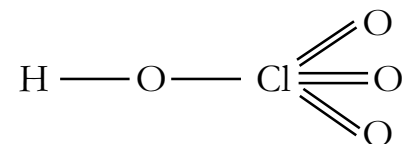
Acido cloridrico



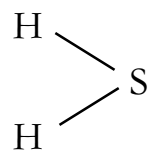
$\text{H}_2\text{CO}_3$  Acido carbonico



$\text{HNO}_3$  Acido nitrico



$\text{HClO}_4$  Acido perclorico



$\text{H}_2\text{S}$  Acido solfidrico



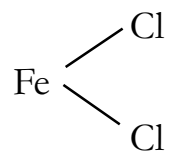




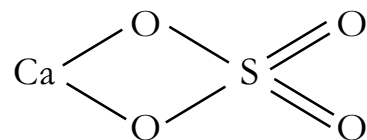
## COMPOSTI E REAZIONI

### SALI

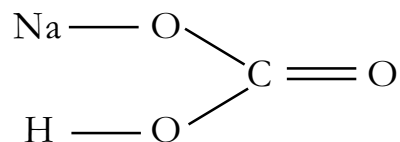
Partendo dalla formula dell'acido corrispondente, si sostituiscono gli atomi di H con il metallo, completamente nei sali neutri, parzialmente in quelli acidi.



FeCl<sub>2</sub> Cloruro ferroso



CaSO<sub>4</sub> Solfato di Ca



NaHCO<sub>3</sub>

Monoidrogenocarbonato di Na



### 3.1.3 NUMERO DI OSSIDAZIONE

Come accennato in precedenza, il **NUMERO DI OSSIDAZIONE** è un numero convenzionale corrispondente alla carica ipotetica che ogni atomo di una formula acquisterebbe attribuendo gli elettroni di legame secondo i due criteri seguenti:

- gli elettroni di legame tra atomi di diversa **elettronegatività**, cioè aventi diversa tendenza ad attrarre gli elettroni di legame, vengono attribuiti all'atomo più elettronegativo;
- gli elettroni di legame tra atomi di uguale elettronegatività (tendenza ad attrarre gli elettroni di legame uguale o simile) vengono ripartiti equamente tra i due atomi.

Sulla base di questi principi, sono state elaborate alcune regole pratiche per una più agevole attribuzione dei numeri di ossidazione.

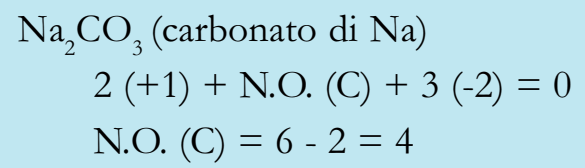
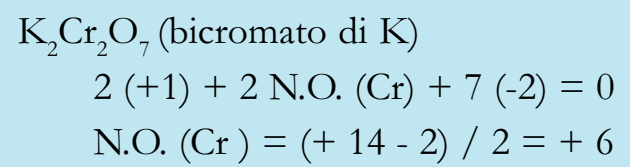
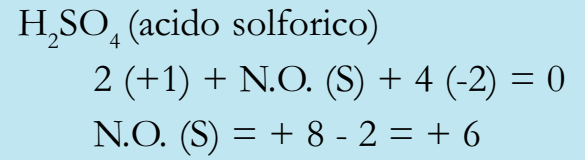


## COMPOSTI E REAZIONI



Elementi allo stato libero (cioè non combinati, come H <sub>2</sub> , Ag, ecc.)	0
Elementi del I gruppo (come Na, K, ecc.) allo stato combinato	+1
Elementi del II gruppo (come Ca, Mg, ecc.) allo stato combinato	+2
Idrogeno in tutti i composti Eccezione: negli idruri dei metalli (es. NaH, CaH <sub>2</sub> )	+1 -1
Ossigeno in tutti i composti Eccezioni: perossidi (come H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ) superossidi (come K <sub>2</sub> O) fluoruro di ossigeno (F <sub>2</sub> O)	-2 -1 -1/2 +2
Fluoro in tutti i composti	-1
Alluminio in tutti i composti	+3
Zinco in tutti i composti	+2
Somma algebrica dei N.O. di tutti gli atomi di una sostanza neutra	0
Somma algebrica dei N.O. di tutti gli atomi di una specie carica	Valore della carica

### ESEMPI





## COMPOSTI E REAZIONI

### 3.1.4 ESERCIZI SVOLTI



1) *Scrivi il nome e la formula di struttura del composto*  
 $\text{KMnO}_4$ .

Calcoliamo il N.O. del Manganese:

$$\text{N.O. (K)} + \text{N.O. (Mn)} + 4\text{N.O. (O)} = 0$$

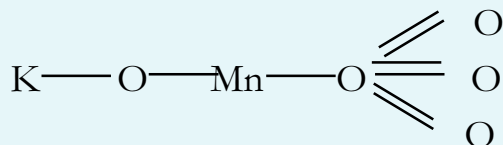
$$+1 + \text{N.O. (Mn)} + 4(-2) = 0$$

$$\text{N.O. (Mn)} = +7$$

Analogamente al N.O. +7 degli Alogeni, si forma l'acido permanganico ( $\text{HMnO}_4$ ); sostituendo l'atomo di H con K, otteniamo appunto  $\text{KMnO}_4$ , il cui nome è:

Permanganato di potassio;

Per ottenere la corrispondente formula di struttura, leghiamo l'unico gruppo OH che è possibile formare al Mn, poi gli O rimasti con legame doppio; otteniamo:



2) *Scrivi il nome e la formula di struttura del composto*  
 $\text{N}_2\text{O}_3$ .

Si tratta di un'anidride, in cui il N.O. dell'azoto può essere calcolato attraverso la relazione:

$$2\text{N.O. (N)} + 3\text{N.O. (O)} = 0$$

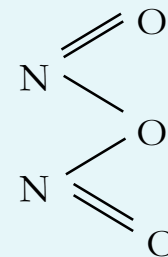
$$\text{N.O. (N)} = +3$$

In questo caso N presenta N.O. minore, e quindi il nome del composto è:

Anidride nitrosa

(oppure Triossido di diazoto)

La sua formula di struttura sarà:





## COMPOSTI E REAZIONI

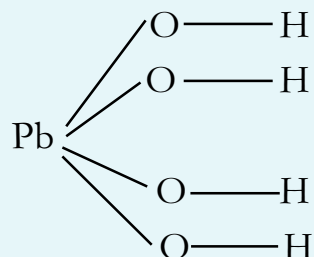


3) *Scrivi il nome e la formula di struttura del composto*  
 $\text{Pb}(\text{OH})_4$ .



Il Pb ha N.O. +4; il composto è un idrossido piombico o idrossido di Pb (IV).

La sua formula di struttura può essere così rappresentata:



4) *Come si chiama il composto*  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?

Dicromato di potassio, il Cr ha N.O. +6.

5) *Come si chiamano i composti*  $\text{HClO}$  e  $\text{HClO}_3$ ?

$\text{HClO}$ : acido ipocloroso, in cui Cl ha N.O. +1;  
 $\text{HClO}_3$ : acido clorico, in cui Cl ha N.O. +5.

6) *Come si chiamano i composti*  $\text{CuO}$  e  $\text{Cu}_2\text{O}$ ?

$\text{CuO}$ : ossido rameico (Cu ha N.O. +2);  
 $\text{Cu}_2\text{O}$ : ossido rameoso (Cu ha N.O. +1).

7) *Come si chiama il composto*  $\text{K}_3\text{HSiO}_4$ ?

Questo sale deriva dall'acido (orto)silicico  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  per parziale sostituzione dell'idrogeno da parte del potassio e si chiama monoidrogenosilicato di K.



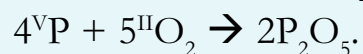
## COMPOSTI E REAZIONI



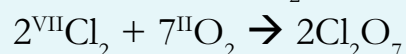
8) *Scrivi le formule dell'anidride fosforica e dell'anidride perclorica.*



Anidride fosforica: consideriamo il P con N.O. +5 e lo combiniamo con O<sub>2</sub>, secondo la reazione:



Anidride perclorica: Cl viene preso con N.O. +7 e combinato con O<sub>2</sub>, si ottiene:



9) *Scrivi la formula dell'acido metafosforico.*

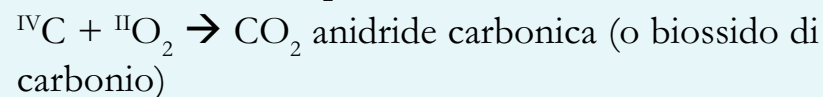


Il prefisso “meta” indica che l'anidride fosforica (P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, ottenuta nell'esercizio precedente) ha reagito con una sola molecola di H<sub>2</sub>O; si ottiene:



10) *Scrivi la formula e la formula di struttura del monoidrogeno carbonato ferroso.*

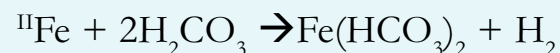
Consideriamo il carbonio con N.O. +4 e lo combiniamo con O<sub>2</sub>:



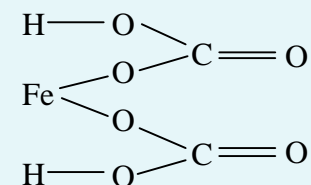
Otteniamo poi l'acido carbonico mediante reazione con H<sub>2</sub>O:



Sostituiamo parte dell'H con il ferro (II) ed otteniamo il composto cercato:



Questo sale può essere denominato, in alternativa, carbonato acido di ferro (II), oppure bicarbonato ferroso. La sua formula di struttura è la seguente:





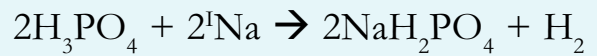
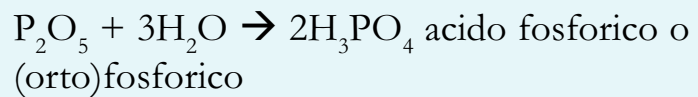
## COMPOSTI E REAZIONI



11) *Scrivi la formula del fosfato diacido di sodio.*

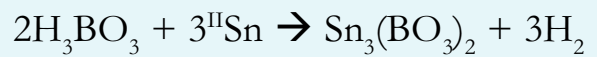


Procediamo analogamente all'esercizio precedente, partendo da P con N.O. +5:



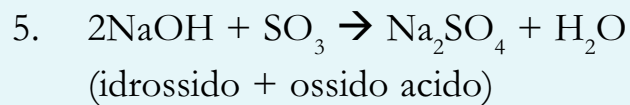
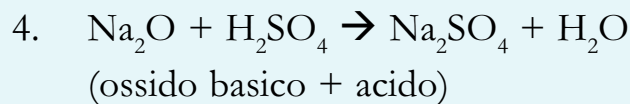
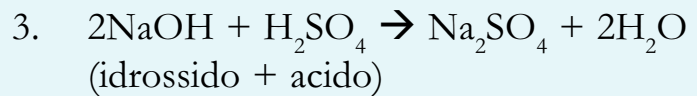
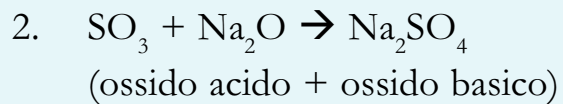
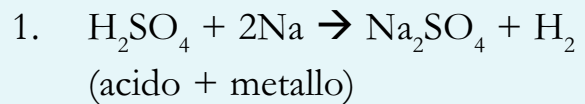
12) *Scrivi la formula del borato stannoso.*

Si considera il B (N.O. +3), ricordando che l'acido borico richiede 3 molecole di H<sub>2</sub>O:



13) *Prepara il solfato di sodio mediante i cinque metodi di salificazione che conosci.*

Nel Solfato di Na, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, il S presenta N.O. +6





# COMPOSTI E REAZIONI

## 3.2 REAZIONI CHIMICHE

### 3.2.1 SIGNIFICATO GENERALE

Una **REAZIONE CHIMICA** è una trasformazione per cui da una serie di sostanze, dette REAGENTI, si ottengono altre sostanze, dette PRODOTTI. Ogni reazione viene generalmente schematizzata con simboli chimici usando le formule di tutte le specie che partecipano alla reazione; spesso si indicano con il termine di reazione sia la trasformazione chimica, che la sua rappresentazione simbolica.

Se schematizziamo una generica reazione chimica nel modo seguente,



possiamo notare che i reagenti A e B si trovano a sinistra della freccia, mentre a destra compaiono i prodotti C e D; la freccia singola indica che questa reazione avviene unicamente da sinistra a destra.

Una formula chimica indica :

- sul piano QUALITATIVO (o microscopico) il tipo di sostanza che interviene nella reazione;

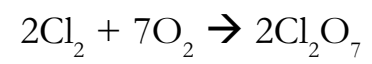
- sul piano QUANTITATIVO (o macroscopico) una mole di quella sostanza.

Volendo attribuire alla reazione anche un significato quantitativo, è necessario che essa sia bilanciata, cioè che vengano introdotti opportuni coefficienti interi davanti alle formule, in modo che venga rispettato il principio di conservazione della massa. Possiamo, quindi, riscrivere l'equazione precedente,



in cui sono stati aggiunti in minuscolo i **COEFFICIENTI STECHIOMETRICI**, che esprimono il numero relativo di molecole di reagenti e prodotti che partecipano alla reazione.

Consideriamo a titolo di esempio la reazione tra dicloro e diossigeno che porta alla formazione dell'anidride perclorica:



i coefficienti stechiometrici posti davanti alle formule indicano che 2 molecole di cloro reagiscono con 7 molecole di ossigeno, per formare





## COMPOSTI E REAZIONI



2 molecole di  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

Questi stessi coefficienti possono assumere anche un significato macroscopico, legato all'idea di mole, ed indicare che 2 moli di cloro reagiscono con 7 moli di ossigeno, per formare 2 moli di  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .



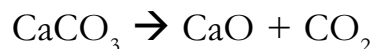
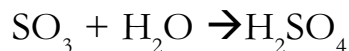
Esaminando una reazione chimica bilanciata, risulta quindi possibile risalire ai rapporti tra le masse e tra i volumi delle specie che partecipano alla reazione; la modalità pratica di calcolo verrà descritta in seguito.



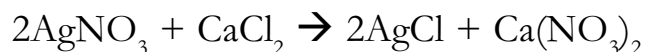
Essenzialmente, possono essere individuati tre tipi di reazioni chimiche:



1. Associazione/dissociazione

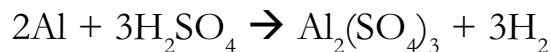


2. Sostituzione e scambio



3. Ossidoriduzione

(in cui si ha variazione del N.O.)



### 3.2.2 BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI NON DI OSSIDO-RIDUZIONE

Secondo il principio di conservazione della massa, in una reazione chimica il numero totale di atomi di ogni elemento deve essere lo stesso dai due lati delle frecce. Il bilanciamento di una reazione si effettua introducendo davanti alle formule dei composti coefficienti opportuni (i coefficienti stechiometrici), mentre non è consentito introdurre altre formule o cambiare quelle già presenti. E' importante non confondere INDICI e COEFFICIENTI. Ad esempio, nella formula  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  l'indice 2 indica il numero di atomi di sodio presenti nella molecola, legato ai rapporti di combinazione tra gli elementi, e non può essere cambiato.

Se invece scriviamo  $2\text{Na}_2\text{SO}_4$  il coefficiente posto davanti alla formula indica che si considerano 2 molecole (o 2 moli) del composto. In fase di bilanciamento si interviene unicamente sui coefficienti, mentre non è consentito modificare gli indici.

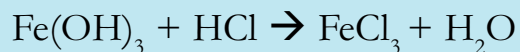
Operativamente, si bilanciano una ad una le specie presenti, considerando per ultimi l'idrogeno e l'ossigeno. Se nella reazione compaiono delle cariche, anche queste dovranno essere bilanciate.



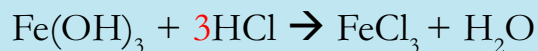


## COMPOSTI E REAZIONI

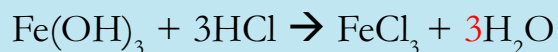
### ESEMPIO



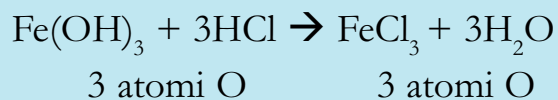
Procediamo al bilanciamento di Cl e otteniamo:



Osserviamo che anche il Fe risulta bilanciato; consideriamo quindi H:



Risultano in questo modo 6 atomi di H per parte; verificiamo che il bilanciamento sia esatto controllando che il numero di atomi di ossigeno sia uguale per i reagenti e per i prodotti:



La reazione è a questo punto correttamente bilanciata.

### 3.2.3 BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE (REAZIONI REDOX)

#### Ossidazione

*perdita di elettroni = aumento del N.O.*

#### Riduzione

*acquisto di elettroni = diminuzione del N.O.*

#### Riducente

perde elettroni = aumento del N.O.

Forma  
ossidata

#### Forma ridotta

acquista elettroni = diminuisce il N.O.

Ossidante



## COMPOSTI E REAZIONI



Le **REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE**, o redox, sono processi che possono anche essere interpretati come un trasferimento di elettroni dalla specie che si ossida a quella che si riduce; confrontando il valore del N.O. di tutti gli elementi presenti a sinistra e a destra della freccia, si osserva per almeno un elemento una diminuzione del N.O. (corrispondente alla riduzione) e per almeno un elemento, in genere diverso dal precedente, un aumento del N.O. (corrispondente all'ossidazione). Tali variazioni nel N.O. possono appunto essere interpretate come un acquisto o una cessione di elettroni. I processi di ossidazione e riduzione verranno descritti più ampiamente in **elettrochimica**.

Poiché gli elettroni vengono trasferiti dall'elemento che si ossida a quello che si riduce, le variazioni complessive dei N.O. relative ai due processi di ossidazione e riduzione dovranno essere uguali in valore assoluto, e quindi la loro somma algebrica sarà uguale a zero. Di questo aspetto è necessario tenere conto in fase di bilanciamento, introducendo opportuni coefficienti.

Dal punto di vista pratico, una reazione di ossido-

riduzione viene bilanciata mediante una serie di operazioni successive:

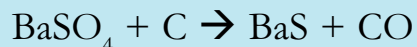
1. Si determinano i N.O. di tutti gli elementi presenti secondo le **regole convenzionali**;
2. si individuano gli elementi per i quali il N.O. varia, si valuta tale variazione sia per l'elemento che si ossida, sia per quello che si riduce, e la si moltiplica per il numero di atomi di quell'elemento presenti nella molecola (se questo è diverso da 1);
3. invertendo i valori trovati per rendere uguali le variazioni in valore assoluto, si determinano i coefficienti stechiometrici per le specie che contengono gli elementi che si ossidano e si riducono (NB: nel corso del bilanciamento il rapporto individuato NON PUO' ESSERE MODIFICATO);
4. si determinano i coefficienti di tutti gli altri elementi secondo il principio di conservazione della massa, considerando per ultimo l'ossigeno.



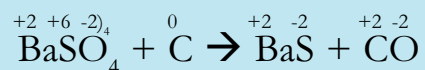
## COMPOSTI E REAZIONI



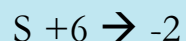
### ESEMPIO



Determiniamo i N.O. di tutti gli elementi presenti:

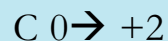


Si ha variazione dei N.O. di C ed S:



diminuzione di 8 unità x 1 atomo

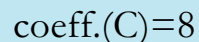
variazione del N.O = 8 ;



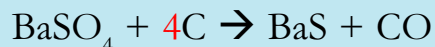
aumento di 2 unità x 1 atomo

variazione del N.O = 2 ;

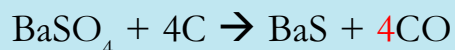
inverto i coefficienti, per rendere uguali le due variazioni:



Infine, semplifico dividendo per 2 (consideriamo i più piccoli coefficienti possibili) ed introduco i valori trovati nella reazione:

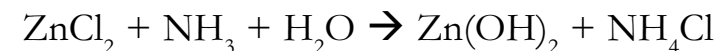


Bilancio le altre specie presenti:

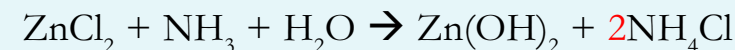


### 3.2.4 ESERCIZI SVOLTI

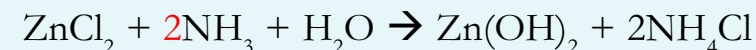
1) Individua i coefficienti stechiometrici che rendono bilanciata la seguente reazione:



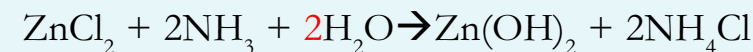
Bilanciamo lo Zn (al momento già bilanciato), quindi il cloro



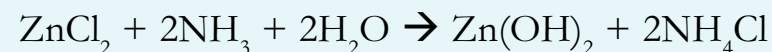
e successivamente l'azoto



procediamo con l'idrogeno



Verifichiamo l'esatto bilanciamento conteggiando gli atomi di O dei reagenti e dei prodotti:



2 atomi di O                      2 atomi di O

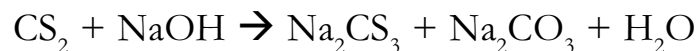
I coeff. stechiometrici sono quindi, 1, 2, 2, 1, 2.



## COMPOSTI E REAZIONI



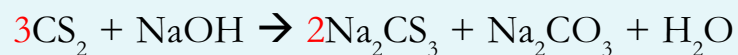
2) Individua i coefficienti stechiometrici che rendono bilanciata la seguente reazione:



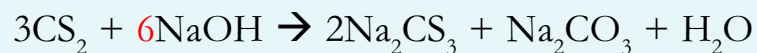
Se consideriamo S, possiamo osservare che compare con indice 2 da un lato e con indice 3 dall'altro; probabilmente, sarà necessario avere da entrambe le parti un numero di atomi corrispondente al minimo comune multiplo.



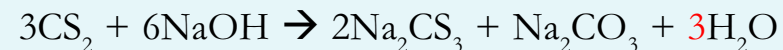
Introduciamo quindi un 3 davanti al composto in cui compare S<sub>2</sub> ed un 2 davanti a quello in cui troviamo S<sub>3</sub>:



Notiamo che C risulta bilanciato (3 atomi da entrambi i lati); bilanciamo quindi Na ponendo un 6 a sinistra:



Bilanciamo infine H



e verifichiamo che gli atomi di O presenti corrispondano: sono in effetti 6 per parte.

I coefficienti sono 3, 6, 2, 1, 3.

3) Determina il N.O. del Cr in K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

$$\text{N.O. (K)} = +1$$

$$\text{N.O. (O)} = -2$$

$$2(+1) + 2\text{N.O. (Cr)} + 7(-2) = 0$$

$$2\text{N.O. (Cr)} = +12$$

$$\text{N.O. (Cr)} = +6$$



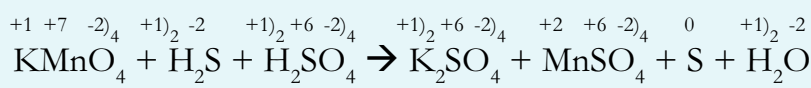
## COMPOSTI E REAZIONI



4) Individua i coefficienti stechiometrici che rendono bilanciata la seguente reazione di ossido-riduzione:

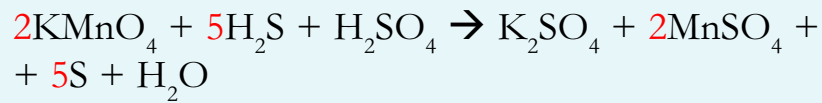


Determiniamo i N.O. di tutti gli elementi presenti:



Per Mn il N.O. passa da +7 a +2 (variazione di 5 unità x 1 atomo = 5);

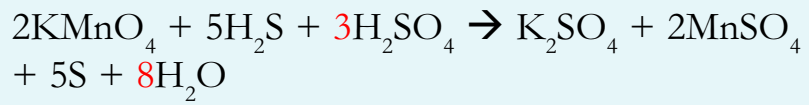
per S, passa da -2 a 0 (2 unità x 1 atomo = 2), mentre nella variazione non considero l'S del solfato il cui N.O rimane identico da entrambe le parti. Inverto i coefficienti e li pongo davanti alle specie interessate:



Senza modificare questi coefficienti, bilancio le altre specie: K, S (modificando H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> senza toccare gli



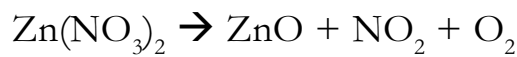
altri composti contenenti S), H.



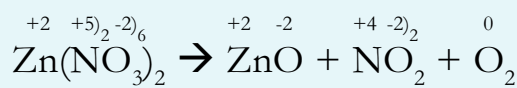
Verifico il bilanciamento conteggiando gli atomi di O, che sono 20 per parte.

I coefficienti esatti sono 2, 5, 3, 1, 2, 5, 8.

5) Individua i coefficienti stechiometrici che rendono bilanciata la seguente reazione di ossido-riduzione:



Determiniamo i N.O. di tutti gli elementi presenti:



Possiamo notare che a sinistra i due elementi che cambiano numero di ossidazione (N e O) fanno parte dello stesso composto; la reazione viene bilanciata come se fosse scritta nel verso opposto,



## COMPOSTI E REAZIONI

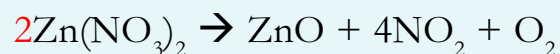


cioè da destra a sinistra.

Il N.O. di N passa quindi da +4 a +5 (1 unità x 1 atomo = 1), mentre il N.O. di O passa da 0 a -2 (2 unità x 2 atomi = 4). Invertiamo i coefficienti e li poniamo davanti ad  $\text{NO}_2$  e  $\text{O}_2$ :



bilanciamo quindi N:



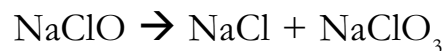
poi Zn:



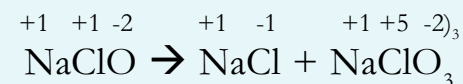
infine, verifichiamo la corrispondenza tra gli atomi di O, che sono in effetti 12 da entrambe le parti.

I coefficienti sono 2, 2, 4, 1.

6) Individua i coefficienti stechiometrici che rendono bilanciata la seguente reazione di ossido-riduzione:



Determiniamo i N.O. delle specie presenti:

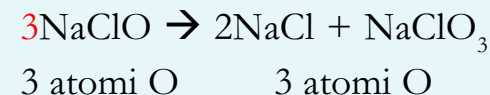


Il Cl presente nel reagente, in parte si ossida ed in parte si riduce: quando si ha ossidazione e riduzione dello stesso elemento parliamo di reazione di **DISMUTAZIONE** o **disproporzione**. Come nell'esempio precedente, anche in questo caso si determinano i coefficienti di reazione considerando la reazione inversa a quella scritta:

Cl passa da +5 a +1 (4 unità x 1 atomo = 4) e da -1 a +1 (2 unità x 1 atomo = 2). Invertiamo i coefficienti e li dividiamo entrambi per 2:



Concludiamo il bilanciamento e verifichiamo gli atomi di O:



I coefficienti sono 3, 2, 1.



## COMPOSTI E REAZIONI



### 3.3 RELAZIONI TRA LE MASSE E TRA I VOLUMI DI REAGENTI E PRODOTTI



#### 3.3.1 QUANTITA' IN PESO DI SOSTANZE CHE REAGISCONO



Come abbiamo visto, lo schema di reazione può essere considerato da un punto di vista microscopico (cioè, in termini di molecole) e macroscopico (in termini di moli).



Così, i coefficienti stechiometrici di una reazione rappresentano il numero relativo di molecole di reagenti e prodotti coinvolte nella reazione stessa, ma possono assumere anche un significato macroscopico collegato al concetto di mole. Quindi, partendo da una reazione bilanciata è possibile calcolare la quantità di prodotto ottenibile da un certo peso di reagente e, inversamente, la quantità di reagente necessaria per ottenere un certo peso di prodotto.



Consideriamo nuovamente la reazione:



Ad esempio, nota la quantità di  $\text{Cl}_2$ , siamo in grado

di calcolare la quantità di  $\text{O}_2$  che reagisce completamente con  $\text{Cl}_2$  e quindi la quantità di  $\text{O}_2$  che si può ottenere.

Da un lato, la massa può essere trasformata in moli dividendo per la massa molecolare ed, inversamente, è possibile ricavare il peso in grammi moltiplicando il numero di moli per la massa molecolare. Le quantità relative di moli vengono valutate mediante i coefficienti dell'equazione bilanciata.

Consideriamo ora un ESEMPIO numerico.

Data la reazione di precipitazione del solfato di bario (già bilanciata):



Calcolare i grammi di  $\text{BaCl}_2$  che partecipano alla reazione ed i grammi di  $\text{BaSO}_4$  ottenuti a partire da 9,5 g di  $\text{CuSO}_4$ .



## COMPOSTI E REAZIONI



Nota la massa di  $\text{CuSO}_4$ , calcoliamo le moli corrispondenti dividendo per il peso atomico:

$$\text{mol} (\text{CuSO}_4) = 9,5 \text{ g} / 159,581 \text{ g mol}^{-1} = 0,0595 \text{ mol}$$

Secondo i coefficienti stechiometrici, partecipano alla reazione:

$$0,0595 \text{ mol} \times 1 = 0,0595 \text{ mol di } \text{BaCl}_2$$

e si otterranno

$$0,0595 \text{ mol} \times 1 = 0,0595 \text{ mol di } \text{BaSO}_4$$

Le corrispondenti quantità in grammi si ottengono moltiplicando i due valori trovati per i rispettivi pesi molecolari:

$$\text{g} (\text{BaCl}_2) = 0,0595 \text{ mol} \times 208,246 \text{ g mol}^{-1} = 12,39 \text{ g}$$

di  $\text{BaCl}_2$  che partecipano alla reazione;

$$\text{g} (\text{BaSO}_4) = 0,0595 \text{ mol} \times 233,376 \text{ g mol}^{-1} = 13,89 \text{ g}$$

di  $\text{BaSO}_4$  ottenuti.

E' anche possibile ricorrere al metodo delle proporzioni, impostando una diversa proporzione per ogni specie da determinare, in cui a primo membro si pongono i pesi atomici o molecolari ed a secondo membro le corrispondenti quantità in

grammi (tra cui quella incognita); ancora una volta, vanno considerati con attenzione i coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata.

Tornando all'esempio precedente, calcoliamo i g di  $\text{BaCl}_2$  che partecipano alla reazione:

$$\text{CuSO}_4 : \text{BaCl}_2 = 9,5 : x$$

$$159,581 : 208,246 = 9,5 : x$$

$$x = (208,246 \times 9,5) / 159,581 = 12,39 \text{ g}$$

Così per calcolare i grammi di  $\text{BaSO}_4$  ottenuti :

$$\text{CuSO}_4 : \text{BaSO}_4 = 9,5 : x$$

$$159,581 : 233,376 = 9,5 : x$$

$$x = (233,376 \times 9,5) / 159,581 = 13,89 \text{ g}$$

I due metodi sono equivalenti, come si può verificare esaminando i calcoli effettuati nei due casi: ad esempio, nella prima proporzione, relativa a  $\text{BaCl}_2$ , il rapporto  $9,5 \text{ g} / 159,581 \text{ g mol}^{-1}$  corrisponde al calcolo delle moli di  $\text{CuSO}_4$ . Essendo tutti i coefficienti uguali a 1, questo valore viene direttamente moltiplicato per il peso molecolare di  $\text{BaCl}_2$ , esattamente nello stesso modo rispetto ai calcoli precedentemente svolti.





## COMPOSTI E REAZIONI

Se i coefficienti stechiometrici fossero diversi da 1, andrebbero posti davanti alle formule a primo membro nella proporzione, con un procedimento logico equivalente al confronto tra le moli visto prima.





## COMPOSTI E REAZIONI

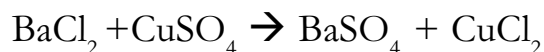
### 3.3.2 REAGENTE LIMITANTE E REAGENTE IN ECCESSO



Finora, abbiamo considerato reazioni in cui i reagenti sono presenti in quantità stechiometriche, cioè in modo che essi reagiscano completamente. In alcuni casi un reagente è in eccesso rispetto agli altri, ossia è presente con un numero di moli maggiore di quello richiesto dallo schema di reazione. Il reagente che si consuma completamente viene definito **REAGENTE LIMITANTE** e determinerà la quantità massima di prodotto ottenibile. Quando il reagente in eccesso e quello limitante non sono esplicitamente indicati nel testo del problema, è possibile stabilirli con i calcoli visti prima.

Inoltre, si richiede talvolta di calcolare la quantità di reagente in eccesso che non ha reagito.

Esaminiamo nuovamente l'esempio precedente, supponendo questa volta di far reagire 100 g di  $\text{CuSO}_4$  con 100 g di  $\text{BaCl}_2$ , secondo la reazione già vista:



Vogliamo calcolare la quantità di  $\text{BaSO}_4$  che può formarsi e la quantità di reagente in eccesso che non ha reagito.

Determiniamo il reagente limitante, valutando il numero relativo di moli dei due reattivi:

$$\text{mol} (\text{CuSO}_4) = 100 \text{ g} / 159,581 \text{ g mol}^{-1} = 0,627 \text{ mol}$$

$$\text{mol} (\text{BaCl}_2) = 100 \text{ g} / 258,246 \text{ g mol}^{-1} = 0,480 \text{ mol}$$

Il reagente limitante è quindi  $\text{BaCl}_2$ , che determinerà la quantità massima di prodotto ottenibile:

$$\text{mol} (\text{BaSO}_4) = 0,480 \text{ mol}$$

$$\text{g} (\text{BaSO}_4) = 0,480 \times 233,376 \text{ g mol}^{-1} = 112,02 \text{ g}$$

Se i coefficienti fossero diversi da 1, ad esempio  $2\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots\dots\dots$

si avrebbe :

$$\text{mol} (\text{CuSO}_4) = (100 \text{ g} / \text{PM}) / 2$$

$$\text{mol} (\text{BaCl}_2) = 100 \text{ g} / \text{PM}$$

La quantità di  $\text{CuSO}_4$ , originariamente presente in eccesso, che non ha reagito sarà data da:



## COMPOSTI E REAZIONI



mol (CuSO<sub>4</sub>) consumate = 0,480 mol  
g (CuSO<sub>4</sub>) consumati = 0,480 g x 159,581 g mol<sup>-1</sup> =  
= 76,60 g



g (CuSO<sub>4</sub>) rimasti = 100 g - 76,60 g = 23,40 g





# COMPOSTI E REAZIONI

## 3.3.3 RESA



Negli esempi considerati, si è sempre ipotizzato:

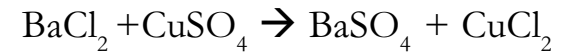
- 1) La trasformazione completa di tutti i reagenti, se questi erano presenti in quantità stechiometriche
- 2) La trasformazione completa di uno dei reagenti, presente in quantità inferiore (reattivo limitante).

E' quindi possibile calcolare la quantità di prodotto che si può teoricamente ottenere partendo da una certa quantità di reagenti. Se la quantità realmente ottenuta coincide con quella calcolata, si dice che la **RESA** è del 100%.

Nella pratica, si osservano spesso rese decisamente inferiori per diverse ragioni: formazione di sottoprodotti, manipolazioni, perdite, e così via, reazione di **equilibrio**. La quantità teorica di prodotto viene calcolata come visto prima e confrontata con la quantità di prodotto effettivamente ottenuta; è, quindi, possibile determinare la RESA PERCENTUALE mediante la relazione:

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{Quantità reale}}{\text{Quantità teorica}} \times 100$$

Considerando ancora una volta la reazione:



abbiamo **in precedenza** calcolato che partendo da 9,5 g di  $\text{CuSO}_4$  si ottengono 13,89 g di  $\text{BaSO}_4$ ; questo peso di prodotto calcolato corrisponde quindi alla quantità teoricamente ottenibile.

Se abbiamo realmente ottenuto soltanto 10 g di  $\text{BaSO}_4$ , qual è la resa percentuale della reazione?

$$\text{Resa percentuale} = \frac{10 \text{ g}}{13,89 \text{ g}} \times 100 = 71,99 \%$$

Modificando opportunamente la relazione che indica la resa percentuale, è possibile calcolare la quantità reale se sono note la quantità calcolata e la resa percentuale.



# COMPOSTI E REAZIONI

## 3.3.4 RAPPORTI VOLUMETRICI

## 3.3.5 ESERCIZI SVOLTI



In base alla legge di stato dei gas perfetti di Avogadro, è possibile affermare che una mole di qualsiasi gas a condizioni normali (c.n., cioè 0° C e 1 atm) occupa un volume di 22,4 l.

Se vogliamo, ad esempio, calcolare il volume occupato da 2 moli di N<sub>2</sub> a c.n. otteniamo

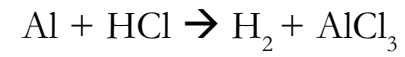
$$\text{VOLUME MOLARE DEI GAS} = 2 \text{ mol} \times 22,4 \text{ l mol}^{-1} = 44,8 \text{ l}$$

Inversamente, possiamo calcolare il numero di moli corrispondente ad un certo volume di gas. Ad esempio, ad un volume di 50 l di O<sub>2</sub> a c.n. corrisponderanno:

$$\text{moli} = 50 \text{ l} / 22,4 \text{ l mol}^{-1} = 2,23 \text{ mol}$$

Mediante queste relazioni è possibile calcolare quantità di reagenti o prodotti gassosi coinvolti in una reazione. Esempi di questo tipo verranno presentati negli esercizi svolti.

1) Calcola i grammi di H<sub>2</sub> che si ottengono trattando 200 g di Al con un eccesso di HCl secondo la reazione:



Procediamo in primo luogo al bilanciamento della reazione; otteniamo:



$$200 \text{ g di Al corrispondono a } 200 \text{ g} / 26,98 \text{ g mol}^{-1} = 7,41 \text{ mol di Al}$$

considerando i coefficienti stechiometrici, le moli di H<sub>2</sub> ottenute saranno date da:

$$2 : 3 = 7,41 : x \quad x = 7,41 \text{ mol} \times 3/2 = 11,11 \text{ mol di H}_2$$

Moltiplicando per il peso molecolare di H<sub>2</sub>,



## COMPOSTI E REAZIONI



troviamo i grammi corrispondenti:

$$11,11 \text{ mol} \times 2,0 \text{ g mol}^{-1} = 22,23 \text{ g di H}_2.$$



Usando il metodo delle proporzioni avremmo ottenuto:



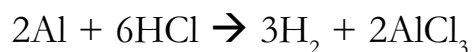
$$2\text{Al} : 3 \text{H}_2 = 200 : x$$

$$2(26,98) : 3(2,0) = 200 : x$$

$$x = 22,23 \text{ g di H}_2$$



2) *Considerando la reazione del problema precedente, quanti grammi di H<sub>2</sub> si ottengono facendo reagire 200 g di Al puro al 95 %?*



Si procede come nel caso precedente, tenendo però conto all'inizio dei calcoli che i 200 g non sono interamente costituiti da Al, ma contengono delle impurezze (su 100 g, solo 95 sono di Al).



Quindi, disponiamo in realtà di una quantità di Al inferiore:

$$\text{g effettivi di Al} = 200 \text{ g} \times 95/100 = 190 \text{ g}$$

$$\text{mol (Al)} = 190 \text{ g} / 26,98 \text{ g mol}^{-1} = 7,04 \text{ mol}$$

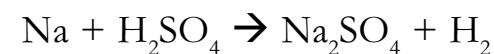
considerando i coefficienti stechiometrici, le moli di H<sub>2</sub> ottenute saranno date da:

$$2 : 3 = 7,04 : x \quad x = \text{mol (H}_2) = 7,04 \text{ mol} \times 3/2 = 10,56 \text{ mol}$$

Moltiplicando per il peso molecolare, troviamo i grammi corrispondenti:

$$\text{g (H}_2) = 10,56 \times 2,0 = 21,12 \text{ g di H}_2.$$

3) *Calcola quanti grammi di Na reagiscono con 50 g di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> secondo la reazione:*



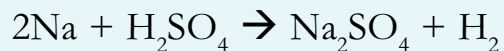
*Quanti g di Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> si ottengono?*



## COMPOSTI E REAZIONI



La reazione bilanciata sarà



$$\text{mol}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50 \text{ g} / 98 \text{ g mol}^{-1} = 0,51 \text{ mol}$$

in base ai coefficienti stechiometrici queste reagiranno con:

$$\text{mol}(\text{Na}) = 0,51 \text{ mol} \times 2 = 1,02 \text{ mol}$$

$$\text{g}(\text{Na}) = 1,02 \text{ mol} \times 22,99 \text{ g mol}^{-1} = 23,45 \text{ g}$$

Analogamente, si ottengono:

$$\text{mol}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,51 \text{ mol}$$

$$\text{g}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,51 \text{ mol} \times 142,03 \text{ g mol}^{-1} = 72,45 \text{ g}$$

Usando le proporzioni, otteniamo ugualmente:

$$2\text{Na} : \text{H}_2\text{SO}_4 = x : 50$$

$$2(22,99) : 98 = x : 50$$

$$x = 23,46 \text{ g di Na}$$

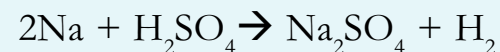
$$\text{Na}_2\text{SO}_4 : \text{H}_2\text{SO}_4 = x : 50$$

$$142,03 : 98 = x : 50$$

$$x = 72,46 \text{ g di Na}_2\text{SO}_4$$

4) *Quanti grammi di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 98 % sono necessari per preparare 20 g di Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> secondo la reazione dell'esempio precedente?*

Inizialmente procedo come se H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> fosse puro al 100%



$$\text{mol}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ g} / 142,03 \text{ g mol}^{-1} = 0,14 \text{ mol}$$

$$\text{moli}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,14 \text{ mol}$$

$$\text{g}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,14 \text{ mol} \times 98 \text{ g mol}^{-1} = 13,80 \text{ g puri al } 100 \%$$

Tengo ora conto della purezza al 98%





## COMPOSTI E REAZIONI

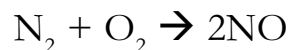


$g(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 98\%) = 13,80 \text{ g} \times 100/98 = 14,08 \text{ g}$  di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 98% necessari.

Per ottenere la stessa quantità di prodotto, essendo il reattivo di partenza inferiore al 100% è necessario pesarne una quantità superiore.



5) *Calcola la quantità massima in grammi di NO che è possibile ottenere da 6,03 g di  $\text{N}_2$  e da 0,191 mol di  $\text{O}_2$  secondo la reazione (già bilanciata):*



valutiamo il reagente in eccesso e quello limitante:

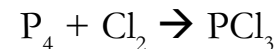
$$\text{mol}(\text{N}_2) = 6,03 \text{ g} / 28,01 \text{ g mol}^{-1} = 0,215 \text{ mol}$$

$\text{N}_2$  risulta in eccesso, mentre  $\text{O}_2$  è il reattivo limitante; si possono quindi ottenere:

$$\text{mol}(\text{NO}) = 0,191 \text{ mol} \times 2 = 0,382 \text{ mol}$$

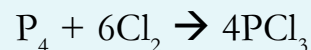
$$g(\text{NO}) = 0,382 \text{ mol} \times 30,01 \text{ g mol}^{-1} = 11,46 \text{ g}$$

6) *Data la reazione:*



*calcola il peso di  $\text{PCl}_3$  che si ottiene facendo reagire 125 g di  $\text{P}_4$  con 325 g di  $\text{Cl}_2$ . Calcolare inoltre il peso di reagente in eccesso che non reagisce.*

Bilanciamo la reazione:



$$\text{mol}(\text{P}_4) = 125 \text{ g} / 123,9 \text{ g mol}^{-1} = 1,01 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{mol}(\text{Cl}_2) &= 325 \text{ g} / 70,91 \text{ g mol}^{-1} = 4,58 \text{ mol} / 6 = \\ &= 0,764 \text{ mol} \end{aligned}$$

Il reattivo limitante è  $\text{Cl}_2$ , che si consumerà completamente; quindi le moli di prodotto saranno date da:

$$\text{mol}(\text{PCl}_3) = 0,764 \text{ mol} \times 4 = 3,06 \text{ mol}$$

$$g(\text{PCl}_3) = 3,06 \text{ mol} \times 137,3 \text{ g mol}^{-1} = 420 \text{ g}$$

Hanno reagito 0,764 moli di  $\text{P}_4$ , corrispondenti a:







## COMPOSTI E REAZIONI



$$g(P_4) = 0,764 \text{ mol} \times 123,9 \text{ g mol}^{-1} = 94,65 \text{ g}$$

Sono rimasti:

$$125 \text{ g} - 94,65 \text{ g} = 30,35 \text{ g di } P_4 \text{ in eccesso.}$$



7) *Calcola la quantità in grammi di  $Cl_2$  necessaria per ottenere 30,8 g di  $NaClO_3$ , sapendo che la resa percentuale della reazione è 83,4 % e che  $NaOH$  è in eccesso.*



Si tratta di una dismutazione che deve essere bilanciata dopo aver individuato i N.O. che variano; otteniamo:



$$\text{mol}(NaClO_3) = 30,8 \text{ g} / 106,44 \text{ g mol}^{-1} = 0,289 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(Cl_2) = 0,289 \times 3 = 0,867 \text{ mol}$$

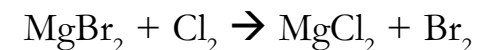
$$g(Cl_2) = 0,867 \text{ mol} \times 70,906 \text{ g mol}^{-1} = 61,47 \text{ g con resa del } 100 \%$$



Essendo la resa della reazione inferiore al 100% , per ottenere la stessa quantità di prodotto, sarà necessaria una quantità di reattivo maggiore di quella stechiometrica. Essendo  $NaOH$  in eccesso, consideriamo  $Cl_2$ :

$$g(Cl_2, \text{resa } 83,4 \%) = 61,47 \times 100 / 83,4 = 73,7 \text{ g di } Cl_2$$

8) *Facendo gorgogliare un eccesso di  $Cl_2$  in una soluzione contenente 176,6 g di  $MgBr_2$  si ottengono 135 g di  $Br_2$ . Qual è la resa percentuale?*



Vediamo che l'equazione risulta già bilanciata.

$$\text{mol}(MgBr_2) = 176,6 / 184,13 = 0,959 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(Br_2) = 0,959$$

$$g(Br_2) = 0,959 \times 158,82 = 153,3 \text{ g con resa del } 100 \%$$



## COMPOSTI E REAZIONI



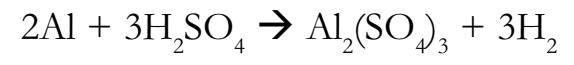
Visto che si ottengono soltanto 135 g di Br<sub>2</sub>, la resa sarà:



$$\text{resa} = 135/153,3 \times 100 = 88,1 \%$$



9) *Calcola i litri di H<sub>2</sub> che si ottengono facendo reagire 20 g di Al con un eccesso di acido solforico diluito, secondo la reazione (già bilanciata):*



$$\text{mol (Al)} = 20 \text{ g} / 26,98 \text{ g mol}^{-1} = 0,741 \text{ mol}$$



Calcoliamo le moli di H<sub>2</sub>  $3 : 2 = x : 0,741$   
 $x = \text{mol (H}_2) = 0,741 \times 3 / 2 = 1,11 \text{ mol}$   
 $l (\text{H}_2) = 1,11 \text{ mol} \times 22,4 \text{ l mol}^{-1} = 24,90 \text{ l}$



oppure, usando le proporzioni:

$$2\text{Al} : 3\text{H}_2 = 20 : x$$

$$2(26,98) : 3(22,4) = 20 : x$$
$$x = 24,90 \text{ l}$$



# COMPOSTI E REAZIONI

## 3.V VERIFICA SE HAI CAPITO



3.V.1 In base alle regole per determinare il numero di ossidazione, attribuisce i numeri di ossidazione alle specie che compaiono nei seguenti composti:

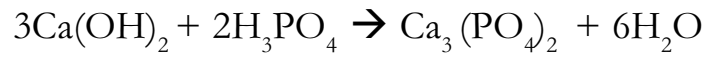


3.V.2 Facendo riferimento al significato dei coefficienti stechiometrici del simbolo di reazione, stabilisci nella reazione seguente:



- quante molecole di CaO reagiscono con 2 molecole di H<sub>2</sub>O
- quante molecole di Ca(OH)<sub>2</sub> si ottengono da 10 molecole di CaO
- quante moli di H<sub>2</sub>O reagiscono con 3 moli di CaO

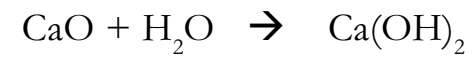
Verifica elemento per elemento se la seguente reazione chimica (già bilanciata) rispetta il principio di conservazione della massa:



e stabilisci :

- quante molecole di H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> reagiscono con 30 molecole di Ca(OH)<sub>2</sub>
- quante molecole di H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> reagiscono con 100 molecole di Ca(OH)<sub>2</sub>
- quante molecole di H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> reagiscono con 6,022•10<sup>23</sup> molecole di Ca(OH)<sub>2</sub>
- quante moli di H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> reagiscono con 1 mole di Ca(OH)<sub>2</sub>
- quante moli di H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> reagiscono con 10 moli di Ca(OH)<sub>2</sub>

3.V.3 Applica la relazione tra le masse di reagenti e prodotti alla reazione:



e dopo aver calcolato i pesi molecolari dei composti presenti determina:

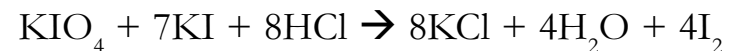
- quanti grammi di CaO reagiscono secondo un rapporto stechiometrico con 18 g di H<sub>2</sub>O
- quanti grammi di CaCO<sub>3</sub> si ottengono facendo reagire 18 g di H<sub>2</sub>O con 56 g di H<sub>2</sub>O
- quanti grammi di CaCO<sub>3</sub> si ottengono facendo reagire 36 g di H<sub>2</sub>O con un eccesso di CaO.



## COMPOSTI E REAZIONI

### Soluzione Pre-Test

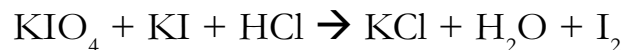
otteniamo:



I nomi dei composti sono:

periodato di K + ioduro di K + acido cloridrico →  
cloruro di K + acqua + iodio

Attribuiamo ad ogni atomo un numero di ossidazione:



Lo stesso elemento (I) si ossida (aumento di N.O.) e si riduce (diminuzione di N.O.): si tratta di una reazione di dismutazione.

I : -1 → 0 variazione di 1 unità, corrispondente alla cessione di 1 elettrone (ossidazione).

I : +7 → 0 variazione di 7 unità, corrispondenti all'acquisto di 7 elettroni (riduzione).

Invertiamo i coefficienti in modo da rendere uguale il numero di elettroni acquistati e ceduti:



Procediamo, quindi, al bilanciamento della reazione;

