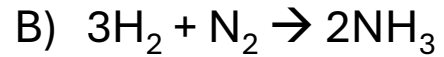
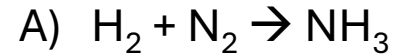


Legge di Lavoisier: in una reazione chimica, che avviene in un circuito chiuso, la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti = in una reazione chimica nulla si crea e nulla si distrugge ma tutto si trasforma:

- **Gli atomi nei reagenti devono ritrovarsi nei prodotti**
- **Se la massa totale dei reagenti è 100g anche la massa totale dei prodotti deve essere 100g**

Es: quale delle due reazioni è bilanciata?



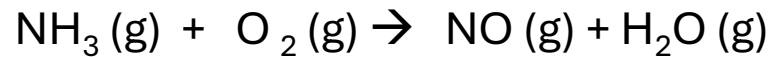
Contiamo sia gli atomi che la massa dei reagenti

Il Metodo per bilanciare

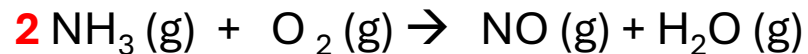


Si sceglie un **atomo** da cui partire, generalmente si sceglie quello **espresso con meno frequenza**

C'è un solo azoto a sx e a dx per cui per ora azoto risulta bilanciato



Si bilanciano gli idrogeni, ne abbiamo 3 a sx e 2 a dx, si deve calcolare il minimo comune multiplo



In questa maniera **ho sbilanciato l'azoto**, quindi devo rivalutarlo



Posso adesso **bilanciare l'ossigeno**, ne ho 2 a sx e 5 a dx, non posso averne di dispari dato che nei reagenti ho solo un $\text{O}_2 \rightarrow$ quindi moltiplico per 2 tutti i coefficienti messi sin ora :



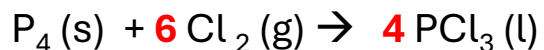
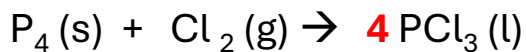
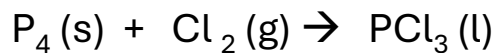
Adesso ho 10 ossigeni a dx della reazione, posso moltiplicare O_2 per 5 per bilanciare



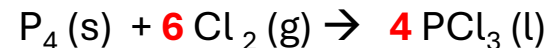
Bilanciamento negli esercizi stechiometrici

Si supponga di voler ottenere tricloruro di fosforo liquido. Avendo a disposizione 1.70g di P_4 , quale sarebbe la quantità di cloro necessaria per farlo reagire completamente?

Scriviamo la reazione bilanciata:



Si riportano le relazioni quantitative tra reagenti e prodotti:



Moli	1m	6m	4m
MM	124g	425g	549g

Si calcola quante moli di P_4 corrispondono a 1,70g

$$170g P_4 * \frac{1 mol P_4}{124g P_4} = 0.0137 mol P_4$$

Successivamente tramite la reazione bilanciata si possono mettere in relazione le moli di P_4 con le moli di Cl_2

$$0.0137 mol P_4 * \frac{6 mol Cl_2 \text{ richieste}}{1 mol P_4 \text{ disponibile}} = 0.0822 mol Cl_2$$

Da qui si possono convertire in grammi le moli di Cl_2 che devono reagire con 1.70g di P_4

$$0.0822 mol Cl_2 * \frac{70.91 g Cl_2}{1 mol Cl_2} = 5.83g Cl_2$$

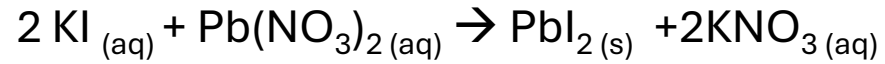
Ergo, la quantità di PCl_3 sarà

$$1.70 g + 5.83g = 7.53g$$

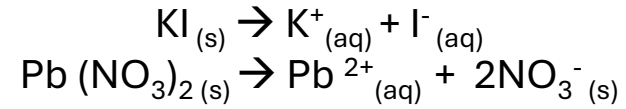
Bisogna ricordare che:

- Le reazioni chimiche **sono di norma reversibili e dinamiche** → quindi man mano che dai reagenti si formano i prodotti, la concentrazione dei reagenti diminuisce nel tempo ed in contemporanea aumenta la concentrazione dei prodotti → va quindi aumentando la velocità della reazione inversa → arrivando ad un punto in cui le due concentrazioni e quindi **le due velocità della reazione diretta ed inversa saranno uguali = EQUILIBRIO CHIMICO**
- Gran parte delle reazioni sono reazioni in **soluzione acquosa** (=solvente acqua)
 - ✓ Tutti i **composti ionici** solubili in acqua daranno soluzioni **elettrolitiche**
 - ✓ Alcuni composti molecolari, **acidi e basi forti**, danno soluzione **elettrolitica**
 - ✓ La maggior parte dei **composti molecolari** che sciolgono in acqua (es. etanolo e saccarosio) **non sono elettroliti**
- **NB dissociazione ionica vs. ionizzazione**, la prima è il processo per cui un composto come NaCl scinde nei due ioni che lo compongono, la seconda riguarda le molecole i cui atomi sono tenuti assieme da legami covalenti polari (es. HCl). HCl in acqua subisce rottura dei legami e può volendo dare gli ioni.
- Generalmente abbiamo reazioni a doppio scambio $AB+CD \rightarrow AD+CB$, che possono essere:
 - ✓ **Reazioni di precipitazione**
 - ✓ **Reazioni che sviluppano gas**
 - ✓ **Reazioni acido-base**
 - ✓ **Reazioni di ossido-riduzione**

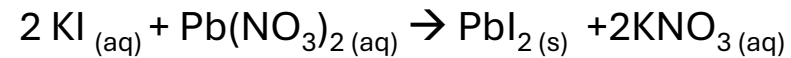
Es. di reazione di precipitazione



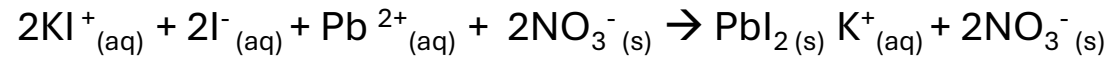
Si definiscono le reazioni di dissociazione dei reagenti:



Dall'equazione completa bilanciata



Si riscrive l'equazione con i suoi composti solubili in forma dissociata



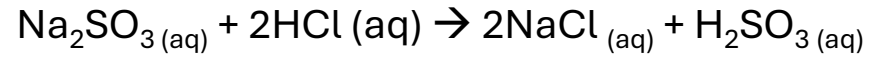
Come si vede, tranne PbI_2 gli altri ioni restano inalterati in soluzione, e si chiamano **ioni spettatori**

Es. di reazione che sviluppa gas → si osserva fenomeno di effervescenza

Prestare attenzione ai seguenti prodotti di reazione:

- $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
- H_2S prodotto già gassoso
- $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$

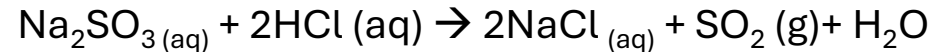
Esempio di reazione che porta alla formazione di gas



Acido solforoso è instabile e quindi si decompone



Equazione completa sarà:



Es. di reazioni acido-base

Definizione di Arrhenius: un acido è una sostanza che in soluzione acquosa libera H^+ ; una base è una sostanza che in soluzione acquosa libera OH^-

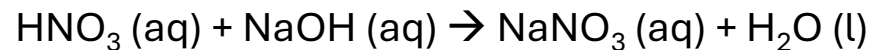
Definizione di Brønsted-Lowry: un acido è una specie chimica che cede ioni H^+ a un'altra sostanza, una base, invece, è una specie chimica che accetta gli ioni H^+

Acidi e basi forti vs. deboli:

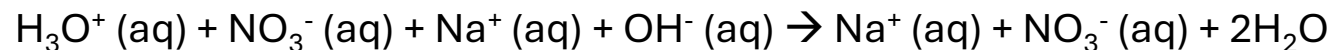
- **Acido forte** è un acido che viene completamente ionizzato in soluzione acquosa. Es HCl (acido cloridrico), HNO_3 (acido nitrico), H_2SO_4 (acido solforico)
- **Acido debole** è un acido che viene parzialmente ionizzato in soluzione acquosa. Es CH_3COOH (acido acetico), HF (acido fluoridrico)
- **Base forte** è una base che viene completamente ionizzata in soluzione acquosa. Es $NaOH$ (idrossido di sodio) e KOH (idrossido di potassio)
- **Base debole** è una base che viene parzialmente ionizzata in soluzione acquosa. Es NH_3 (ammoniaca)
- **Specie anfiprotiche** possono comportarsi da acidi o basi a seconda della reazione, es l'acqua che con HCl si comporta da base e con CH_3COO^- si comporta da acido.

Es. di reazioni acido-base (2)

Reazione acido forte – base forte → reazione di neutralizzazione



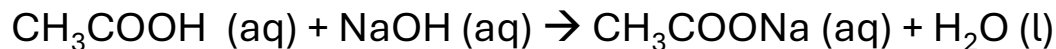
Acido nitrico e idrossido di sodio, sono elettroliti forti e quindi ionizzano completamente in soluzione acquosa



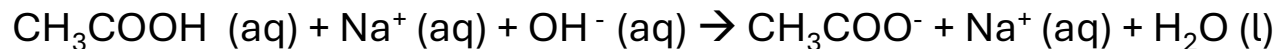
Gli spettatori si rimuovono e si può ottenere l'equazione ionica netta:



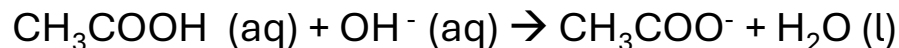
Reazione acido debole – base forte



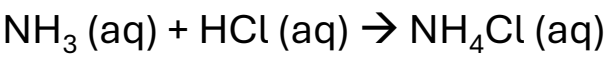
Acido acetico essendo debole, ionizza solo parzialmente per cui esiste in entrambe le forme molecolare (CH_3COOH) e ionica (CH_3COO^-)



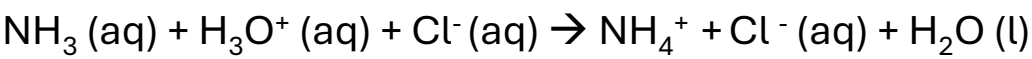
Gli spettatori si rimuovono e si può ottenere l'equazione ionica netta:



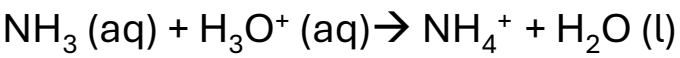
Reazione acido forte – base debole



Acido cloridrico in quanto forte, ionizza completamente. L’ammoniaca essendo base debole esiste prevalentemente nella sua forma molecolare. L’equazione ionica sarà:

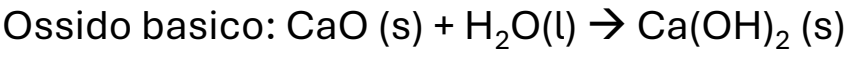
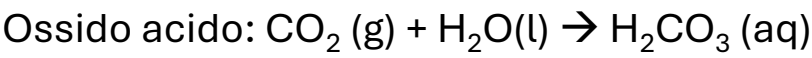


Gli spettatori si rimuovono e si può ottenere l’equazione ionica netta:



Ossidi acidi e ossidi basici

Sono composti privi di idrogeno che però sono in grado di dare soluzioni acide : **ossidi acidi**; gli ossidi dei metalli sono **ossidi basici** perché danno soluzioni basiche in soluzione acquosa



Reazioni di ossidoriduzione (redox)

Reazioni di trasferimento di elettroni da una specie che si ossida a una che si riduce

Numero di ossidazione di un atomo (in una molecola o in uno ione) è la carica che quell'atomo assumerebbe se tutti gli elettroni di legame fossero attribuiti all'atomo più elettronegativo

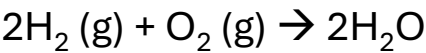
Regola	Esempio
1. Gli atomi nelle sostanze elementari hanno sempre numero di ossidazione zero.	In Cl_2 il n.o. del cloro è zero. In S_8 lo zolfo ha n.o. zero.
2. Il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 , tranne nei perossidi, in cui vale -1 e quando è legato al fluoro, in cui è $+2$.	In Na_2O , H_2O , MgO , Al_2O_3 , l'ossigeno ha n.o. -2 . Nei perossidi di idrogeno e di sodio (per esempio, H_2O_2 e Na_2O_2) ha n.o. -1 . In F_2O , l'ossigeno ha n.o. $+2$.
3. Il numero di ossidazione dell'idrogeno è $+1$, fanno eccezione i casi in cui H è combinato con un metallo, nel qual caso ha n.o. -1 .	In H_2O , HCl , H_2SO_3 , HF , NH_3 , PH_3 , CH_4 , l'idrogeno ha n.o. $+1$. Negli idruri dei metalli, come LiH , CuH , l'idrogeno ha n.o. -1 (notiamo che H è posto a destra nella formula).
4. Gli ioni monoatomici hanno numero di ossidazione coincidente con la carica elettrica.	Il ferro in Fe^{3+} ha n.o. $+3$. Il sodio in NaCl (Na^+Cl^-) ha n.o. $+1$. Il magnesio in MgO ($\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$) ha n.o. $+2$.
5. In uno ione poliatomico la somma dei numeri di ossidazione deve equivalere alla carica dello ione.	In OH^- l'ossigeno ha n.o. -2 e l'idrogeno ha n.o. $+1$. La somma dà -1 . In SO_4^{2-} i 4 atomi di ossigeno danno -8 . Perché avanzi -2 allo ione, lo zolfo deve avere n.o. $+6$. In $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ i 7 atomi di ossigeno danno -14 ; perché restino due cariche negative i due atomi di cromo devono avere $+12$, quindi $+6$ ciascuno.
6. In una molecola o in un composto ionico la somma dei numeri di ossidazione deve essere zero.	In H_2O ogni idrogeno ha n.o. $+1$ e l'ossigeno ha n.o. -2 , quindi $+1 + 1 - 2 = 0$. In PbO_2 i due atomi di ossigeno (con n.o. -2) danno -4 ; perché il totale sia zero, il piombo deve avere n.o. $+4$.
7. In un legame covalente gli elettroni condivisi sono formalmente attribuiti all'atomo più elettronegativo.	In PCl_3 il fosforo forma tre legami con il più elettronegativo cloro. Quindi il fosforo ha n.o. $+3$ e il cloro ha n.o. -1 .

Generalmente:

- 1) Gruppo 1 ha sempre n.o. $+1$
- 2) Gruppo 2 ha sempre n.o. $+2$
- 3) Elementi di transizione a memoria perché sono variabili (ma direi di studiare Fe, Cu, Mn, Zn, Sn, Au, Hg e Pb)
- 4) Gruppo 3 ha sempre $+3$
- 5) A dx della tavola ci sono i non metalli che hanno grande varietà di numero di ossidazione
- 6) Gas nobili non li hanno

Reazioni di ossidoriduzione (redox) – descrizione e analisi della reazione

Es: combustione idrogeno gassoso



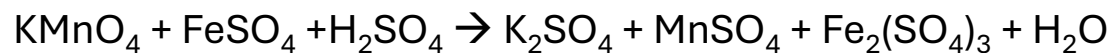
Come variano i numeri di ossidazione?

H va da 0 a +1 e O va da 0 a -2

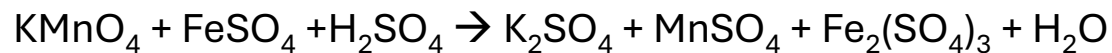
Per capire se si è di fronte ad una redox:

- Bisogna vedere se i numeri di ossidazione cambiano a reazione conclusa
- Sostanza che **cede elettroni si ossida**; viene chiamata anche agente riducente in questo caso è l'idrogeno che diventando +1 vuol dire ha ceduto l'elettrone
- Sostanza che **acquista elettroni si riduce**; viene chiamata anche agente ossidante in questo caso è l'ossigeno che diventa -2 quindi prende due elettroni.

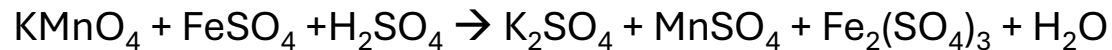
Si bilanci la seguente reazione redox:



1) Ci si accerta in primis di essere davanti ad una redox valutando tutti i numeri di ossidazione ai reagenti ed ai prodotti



+1 +7 -8 +2 +6 -8 +2 +6 -8 +2 +6 -8 (+3*2) (+6 -8)*3 +2 -2



+1 **+7** -8 **+2** +6 -8 +2 +6 -8 +2 +6 -8 (**+3***2) (+6 -8)*3 +2 -2

2) La riscriviamo in forma ionica



3) Si individuano le semi-reazioni:



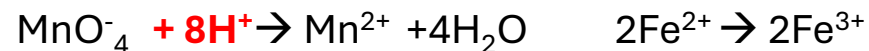
4) Si bilanciano i metalli



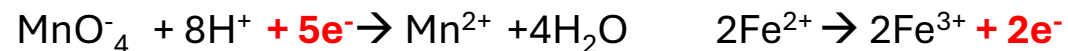
5) Si bilancia l'ossigeno



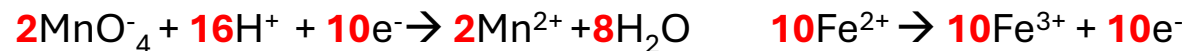
6) Si bilanciano gli idrogeni



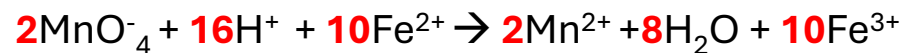
7) Si bilanciano le cariche



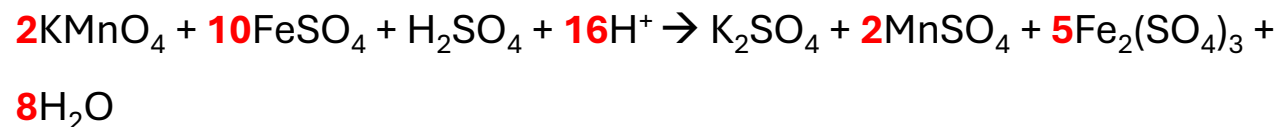
8) Si bilanciano le semi reazioni



9) Si sommano le due semi reazioni



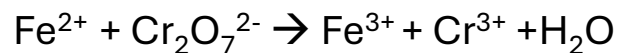
10) Si ripristinano nella reazione iniziale



11) Si bilanciano gli ioni spettatori



Si bilanci la seguente reazione sia in ambiente acido che alcalino:



1) Osserviamo che il ferro passa da numero di ossidazione +2 a +3, mentre il cromo passa da +6 a +3

2) Si scrivono a parte le semi-reazioni:



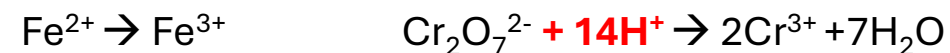
3) Si bilanciano i metalli



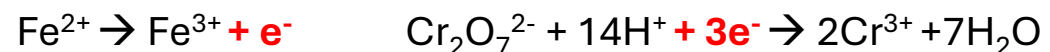
4) Si bilancia l'ossigeno



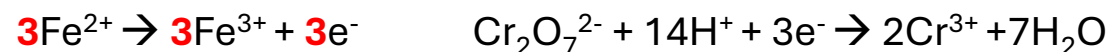
5) Si bilanciano gli idrogeni



6) Si bilanciano le cariche



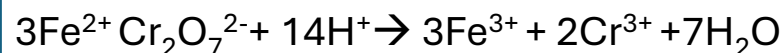
7) Si bilanciano le semi reazioni, definendo il minimo comune multiplo, quindi moltiplico rispettivamente per 3 e per 1



8) Si sommano membro a membro le due semi reazioni e si elidono gli elementi comuni



9) In ambiente acido la reazione bilanciata sarà:



10) In ambiente basico, verranno aggiunti ioni idrossido per formare acqua dagli idrogenioni



11) L'acqua si può semplificare come



