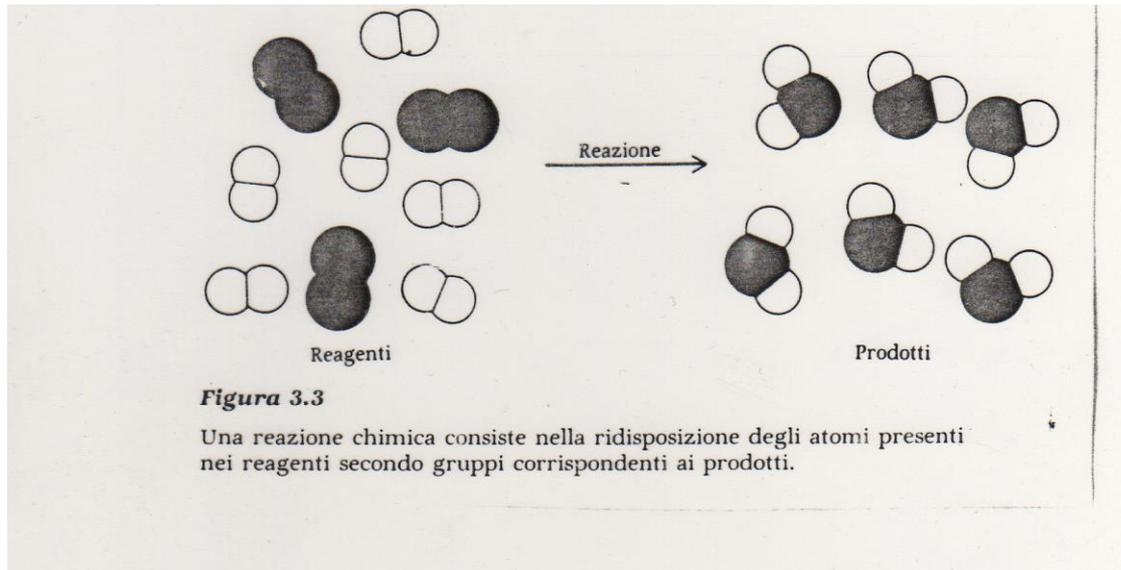


REAZIONI CHIMICHE

Reagenti \longrightarrow Prodotti

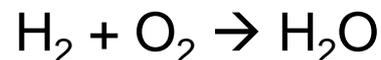
L'unità che si conserva è l'atomo, durante una reazione cambia **solo** la disposizione relative degli atomi. Si rompono i legami chimici tra le molecole dei reagenti e si formano i legami tra le molecole dei prodotti

Idrogeno + ossigeno \rightarrow acqua



EQUAZIONE CHIMICA

Una reazione chimica viene sempre schematizzata con una equazione chimica
Es.



Prima domanda da porsi: **è rispettata la legge di conservazione della materia?**
Cioè il numero di atomi dei reagenti è uguale a quello dei prodotti?

In una equazione chimica vengono riportati gli stati di aggregazione di reagenti e prodotti

Solido (s)

Liquido (l)

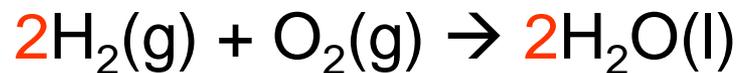
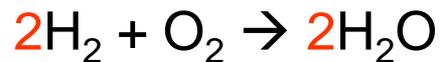
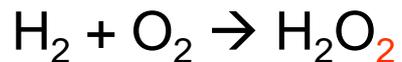
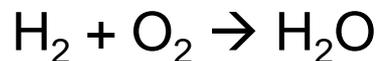
Gassoso(g)

In soluzione acquosa (aq.)

Se il numero di atomi dei reagenti **NON** è uguale al numero di atomi dei prodotti....

Si bilancia la reazione utilizzando numeri da mettere “davanti” alle specie chimiche (**COEFFICIENTI STECHIOMETRICI**)

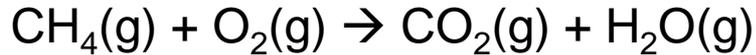
Es. Come bilanciare?



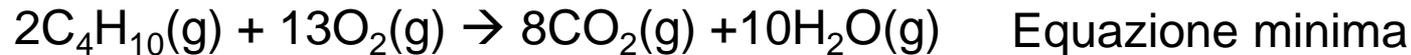
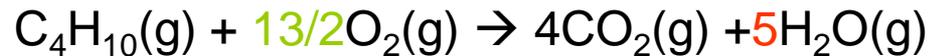
- ✓ Durante il bilanciamento **NON** si cambiano mai i pedici!!!!
- ✓ Equazione minima (tutti interi più piccoli possibili)

ESEMPI di REAZIONI CHIMICHE

Combustione

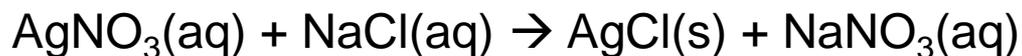


Si bilanciano, di solito, gli atomi di C poi quelli di H e poi quelli di O.

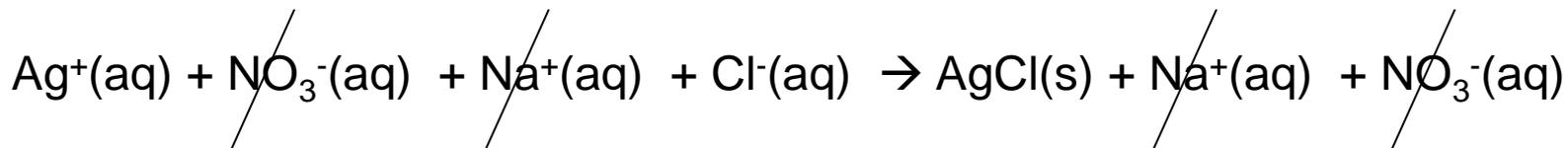


N.B. I coefficienti stechiometrici possono essere **frazionari**

Reazioni di precipitazione (per mescolanza di due soluzioni elettrolitiche si ottiene un prodotto insolubile).

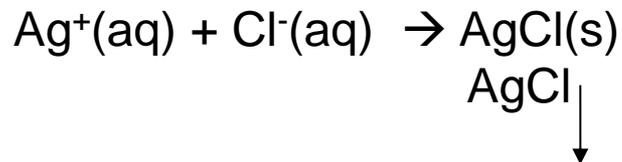


Le soluzioni elettrolitiche sono costituite da ioni:



Na^+ ed NO_3^- sono ioni spettatori!

Equazione ionica netta



I composti insolubili possono essere previsti sulla base di regole di solubilità (che vedremo)

Reazioni acido-base

Ma cosa è un acido e cosa è una base??

Definizione di **Arrhenius** (limitata alle **soluzioni acquose**)



ACIDO = Sostanza in grado di generare ioni H^+ (protoni o ioni idrogeno)

BASE = Sostanza in grado di generare ioni OH^- (ioni idrossido)

Es. di acidi secondo Arrhenius: HCl , H_2SO_4 , $H_2PO_4^{2-}$,

(idrogeno scritto sempre a sinistra!)

Es. di basi secondo Arrhenius: $NaOH$ e gli idrossidi in genere.

Molti composti organici sono acidi: Acidi carbossilici, contengono il gruppo funzionale $-COOH$ (es. acido ossalico, acido acetico,..)

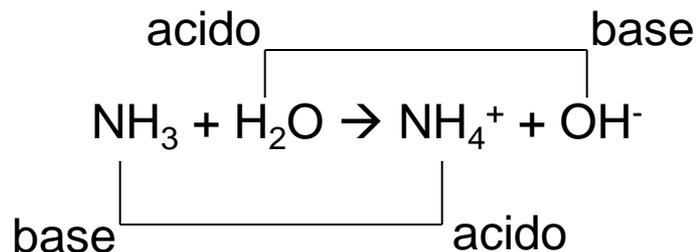
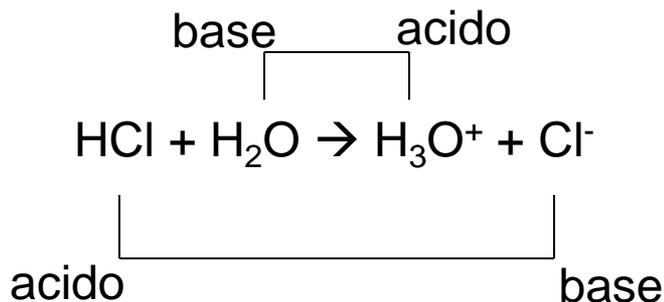
Però l'ammoniaca (NH_3) in acqua è una base! Arrhenius non riesce a spiegarlo..

Definizione di **Brønsted-Lowry** (non solo limitata alle **soluzioni acquose**)



ACIDO = Sostanza in grado di **donare** ioni H^+ (protoni o ioni idrogeno)

BASE = Sostanza in grado di **accettare** ioni H^+ (protoni o ioni idrogeno)



Coppie Acido-base coniugate: in una reazione tra un acido ed una base normalmente sono coinvolte 2 coppie acido-base coniugate.

IDROSSIDI ED OSSIDI: Acidi o basi?

Negli idrossidi il gruppo OH^- ha carattere basico (tende a catturare H^+ dall'acqua)

Negli ossidi il comportamento dipende dal tipo di ossido:

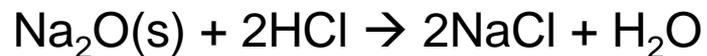
Ossido di elemento metallico è ionico in cui va evidenziata la presenza di ione ossido O^{2-}

$\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{OH}^-$ che comportamento ha lo ione ossido secondo la teoria di **Brønsted-Lowry??**

Ossido di elemento non metallico (anidride) è di norma molecolare e reagisce con l'acqua generando acidi, quindi il loro comportamento è da acidi di Brønsted-Lowry



Un ossido basico reagisce con un acido ma non con una base

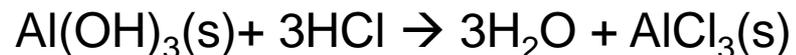


Un ossido acido reagisce con una base ma non con un acido



Un ossido anfotero reagisce sia con un acido che con una base

La stessa cosa può essere verificata per l'idrossido

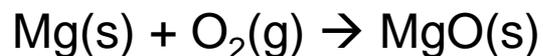


Reazioni acido–base coinvolgono sempre un acido ed una base che reagiscono insieme

Negli esempi riportati sopra chi è l'acido e chi la base??

Reazioni di ossidoriduzione (REDOX)

Comporta il trasferimento di **elettroni** da una specie all'altra.



MgO è un composto ionico (Mg^{2+} e O^{2-}) è come se gli elettroni fossero passati da Mg ad O.

OSSIDAZIONE = Perdita di elettroni

RIDUZIONE = acquisto di elettroni

Specie che si ossida = RIDUCENTE

Specie che si riduce = OSSIDANTE

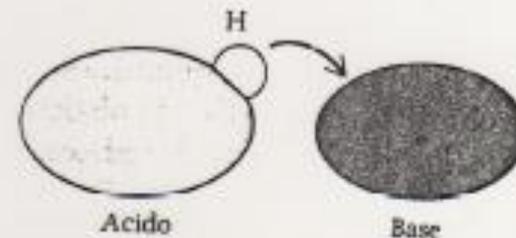


Figura 3.12

Un acido di Brønsted è un donatore di protoni, mentre una base di Brønsted è un accettore di protoni.

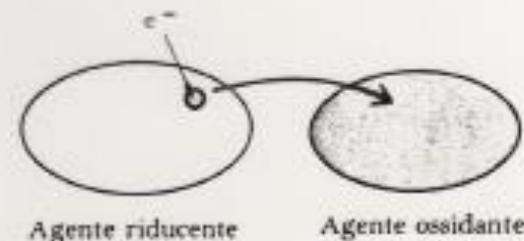


Figura 3.19

L'ossidazione è una perdita di elettroni mentre la riduzione è un acquisto di elettroni. Il donatore di elettroni è l'agente riducente, mentre l'accettore è l'agente ossidante.

Una ossidazione (perdita elettroni) è sempre accompagnata da una riduzione (acquisto elettroni).

Sostanze che acquistano elettroni, si riducono e allo stesso tempo provocano l'ossidazione di una altra specie (OSSIDANTI)

Sostanze che cedono elettroni, si ossidano e allo stesso tempo provocano la riduzione di un' altra specie (RIDUCENTI)

Esempi di ossidanti Cl_2 , O_2

Esempi di riducenti Mg, CO

Una specie può donare o ricevere elettroni **in dipendenza** dall'altra sostanza con cui deve reagire...

Es.

$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ l'azoto si riduce

$N_2 + O_2 \rightarrow NO$ l'azoto si ossida

Come prevedere i prodotti delle reazioni REDOX???

Risposta: Tramite la **serie Elettrochimica**. In tale serie le sostanze sono ordinate per potere ossidante decrescente.

SERIE ELETTROCHIMICA:

Un elenco parziale...

Tabella 3.3. Una parte della serie elettrochimica*

Agente ossidante	$\xrightleftharpoons[\text{ossidato}]{\text{ridotto}}$	Agente riducente
<i>Fortemente ossidante</i>		
F ₂		F ⁻
MnO ₄ ⁻ (acido)		Mn ²⁺
Cl ₂		Cl ⁻
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (acido)		Cr ³⁺
NO ₃ ⁻ (acido)		NO
Ag ⁺		Ag
Fe ³⁺		Fe ²⁺
Cu ²⁺		Cu
SO ₄ ²⁻		H ₂ SO ₃
H ₃ O ⁺		H ₂
Fe ²⁺		Fe
Zn ²⁺		Zn
Mg ²⁺		Mg
Na ⁺		Na
<i>Fortemente riducente</i>		

* Un elenco più completo, anche con dati quantitativi, è riportato nell'Appendice 2B.

- ✓ Ogni sostanza si presenta con una specie ossidata (a sx) ed una ridotta (a dx).
- ✓ Una reazione redox avviene sempre tra una specie ossidata ed una ridotta (due specie ossidate o due specie ridotta non danno reazione redox).
- ✓ il potere ossidante dell'agente ossidante cala scendendo lungo la serie.
- ✓ Il potere riducente dell'agente riducente aumenta scendendo lungo la serie.
- ✓ Un agente ossidante può ossidare esclusivamente un agente riducente che si trova al di sotto nella serie elettrochimica.
(Cl₂ non può ossidare F⁻, perché??)

H^+ o H_3O^+ è un ossidante di media forza ed ossida tutti i metalli che stanno più in basso nella serie elettrochimica.

I metalli che invece stanno più in alto non vengono ossidati dall' H^+ e vengono definiti **metalli nobili (Cu, Ag, Au,...)**

NUMERI di OSSIDAZIONE

Modo adottato per assegnare in maniera formale una carica su un atomo di un composto a prescindere dalla sua natura.

Nel caso di **composto ionico** si identificano gli ioni costituenti e il numero di ossidazione risulta uguale alla carica dello ione.

Ma nel caso di un **composto molecolare??**

NUMERI di OSSIDAZIONE: Le Regole

Tabella 3.4. Numeri di ossidazione

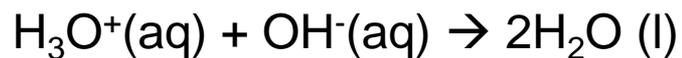
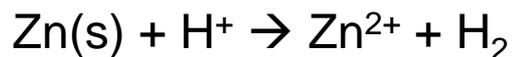
Le regole devono essere applicate *nell'ordine riportato* ed il processo deve essere interrotto appena assegnato il numero di ossidazione, senza ricorrere a regole successive, che possono contraddire le precedenti.

1. La somma dei numeri di ossidazione (NO) di tutti gli atomi di una molecola o ione deve essere uguale alla sua carica totale.
2. Per tutti gli atomi nel loro stato elementare, NO = 0
3. Per gli elementi del Gruppo I, NO = +1
del Gruppo II, NO = +2
del Gruppo III (tranne il boro), NO = +3
del Gruppo IV (tranne carbonio e silicio), NO = +4
4. Per l'idrogeno, in combinazione con non metalli, NO = +1
in combinazione con metalli, NO = -1
5. Per il fluoro, in tutti i composti, NO = -1
6. Per l'ossigeno nei perossidi (O_2^{2-}), NO = -1
nei superossidi (O_2^{-}), NO = $-\frac{1}{2}$
negli ozonuri (O_3^{-}), NO = $-\frac{1}{3}$
negli altri composti
(tranne che in combinazione con il fluoro), NO = -2



Assegnati i numeri di ossidazione ad ogni atomo, se uno o più numeri di ossidazione cambiano allora siamo di fronte ad una reazione redox

Es.



Quali delle due reazioni è redox?

Quale specie si ossida e quale si riduce?

Molti elementi hanno vari numeri di ossidazione (in dipendenza dal composto):

Es.

NH_3 , N_2 , HNO_2 , HNO_3 identificare i numeri di ossidazione...

Normalmente composti in cui un atomo presenta alto n.o. sono buoni ossidanti

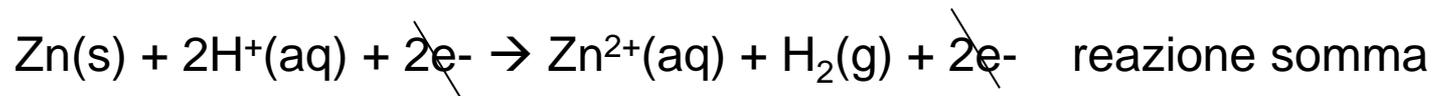
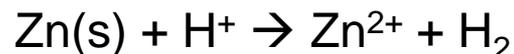
mentre composti in cui un atomo presenta un basso n. o. sono buoni riducenti

Es. MnO_4^- , H_2S , HNO_3 (numero massimo di ossidazione per l'azoto).

SEMIREAZIONI

Ogni reazione redox può essere espressa formalmente come la somma di due semireazioni, una di riduzione ed una di ossidazione.

Es.



N.B. In ogni semireazione non solo il numero di atomi deve essere bilanciato ma anche le cariche!!!

Questo concetto vale comunque per ogni reazione chimica.

BILANCIAMENTO REAZIONI REDOX

Alcune semplici regole.....

- Localizzare le specie che cambiano il N.O. (localizzare l'agente ossidante e riducente)
- Scrivere le semireazioni di ossidazione e di riduzione.
- Per ognuna bilanciare prima l'elemento diverso da H ed O.
- Bilanciare lo squilibrio di O con molecole di acqua.
- Bilanciare lo squilibrio di H con ioni idrogeno.
- Bilanciare lo squilibrio di carica con elettroni.
- Rendere uguali il numero di elettroni ceduti da una specie con quello degli elettroni acquistati dall'altra.
- Sommare le due semireazioni semplificando le specie che compaiono sia tra i reagenti che tra i prodotti.

Esercizio: Bilanciare la seguente reazione redox:

