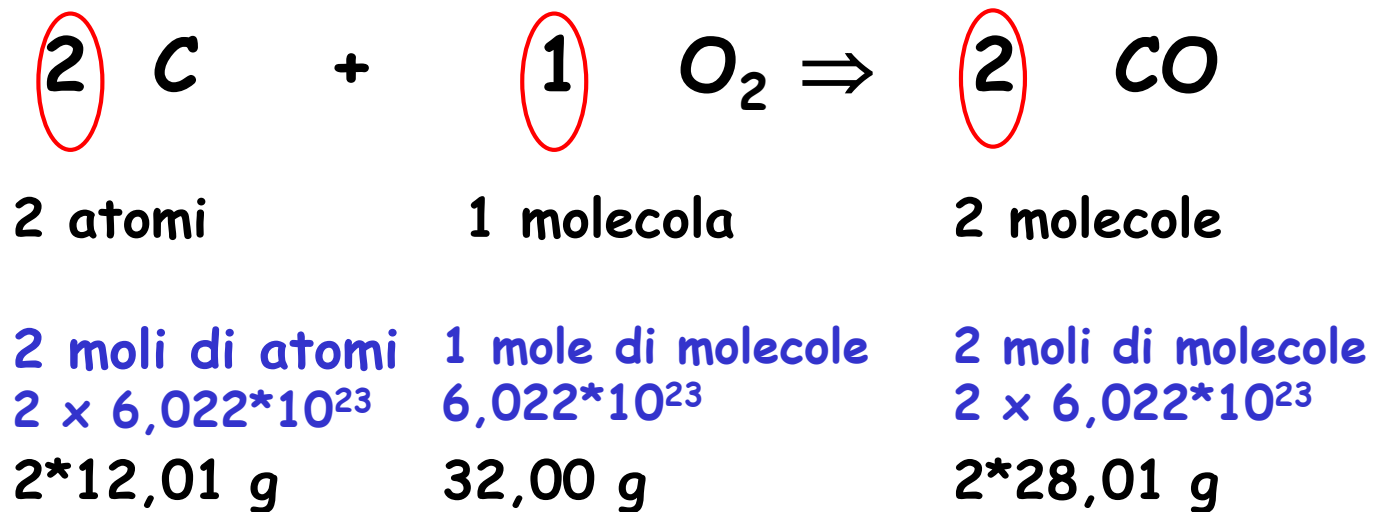


La Mole nelle REAZIONI CHIMICHE

La massa nelle reazioni chimiche si conserva.

Per stabilire le quantità (masse) di reagenti che reagiscono tra loro, o le quantità di prodotti che si formano dobbiamo contare gli atomi dei vari tipi



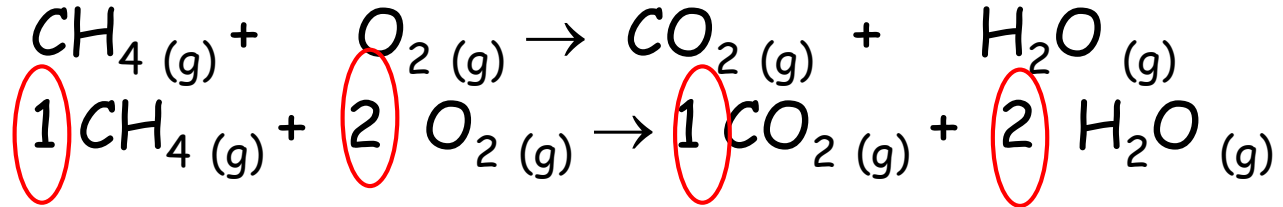
Leggiamo una equazione chimica in vari modi equivalenti.

Vanno determinati i **coefficienti stechiometrici** (numeri che precedono le formula delle sostanze) in modo che il nr di atomi di ciascun elemento si conservi = **bilanciamento della reazione**

REAZIONI CHIMICHE

reagenti → *prodotti*

ESEMPIO: reazione del metano con ossigeno

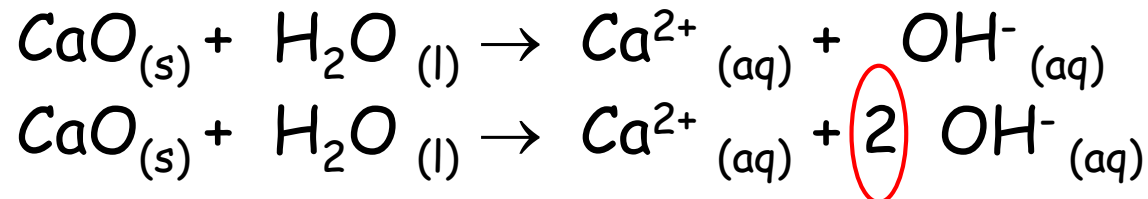


Oltre a bilanciare, è utile indicare gli stati di aggregazione di reagenti e prodotti. Essenziale per capire cosa avviene.

Oltre alla **massa** si conserva anche la **carica**.

Vanno **bilanciate** con i **coefficienti stechiometrici**

ESEMPIO: reazione di CaO con acqua



La Tavola periodica

masse atomiche relative medie (u.m.a.) - masse molari (g)

GRUPPO																		
IA																		
PERIODO	1	2											III A	IVA	VA	VIA	VIIA	0
	1 H 1.0079												5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 16.00	9 F 19.00	2 He 4.0026
	2 Li 6.941	4 Be 9.012											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
	3 Na 22.99	12 Mg 24.30	III B	IV B	VB	VIB	VII B	VIII B		IB	IIB							
	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.90	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.938	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.91	54 Xe 131.29
	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 *La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.85	75 Re 186.21	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
	87 Fr (223)	88 Ra 226.02	89 †Ac 227.03	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 § (269)	111 § (272)	112 § (277)						

Simbolo chimico

Numero atomico

Massa atomica relativa (uma)

*Lanthanide Series

†Actinide Series

58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 151.97	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np 237.05	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

Struttura della tavola periodica

												18/VIII								
		1	2											13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII	
		Numero gruppo																		
Numero periodo	2																			
	3	Alkali metals	Alkaline earth metals															Halogens	Noble gases	
	4																			
	5						Transition metals													
	6																			
	7																			
</																				

Struttura della tavola periodica

The diagram shows a simplified periodic table with the following classification:

- metalli** (metals): Elements colored blue.
- metalloidi (semimetalli)** (metalloids/semimetals): Elements colored green.
- non metalli** (non-metals): Elements colored orange.

The periodic table is organized into groups (columns) numbered 1 through 18/VIII at the top. The elements are arranged in rows (periods) numbered 2 through 7 on the left. The elements are colored according to their classification:

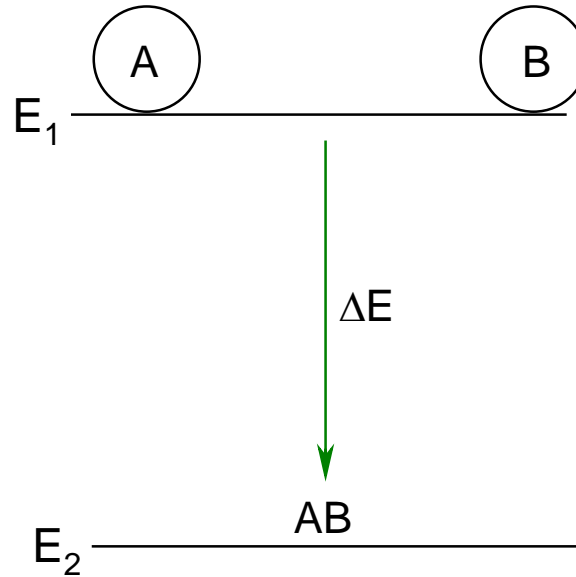
- metalli** (blue): Groups 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13/III, 14/IV, 15/V, 16/VI, 17/VII, 18/VIII.
- metalloidi (semimetalli)** (green): Groups 13/III, 14/IV, 15/V, 16/VI, 17/VII, 18/VIII.
- non metalli** (orange): Groups 13/III, 14/IV, 15/V, 16/VI, 17/VII, 18/VIII.

The elements are labeled with their chemical symbols: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po.

Legame Chimico

Si forma stabilmente se l'aggregato risultante (a $T \sim$ ambiente) ha **energia minore** degli atomi separati:

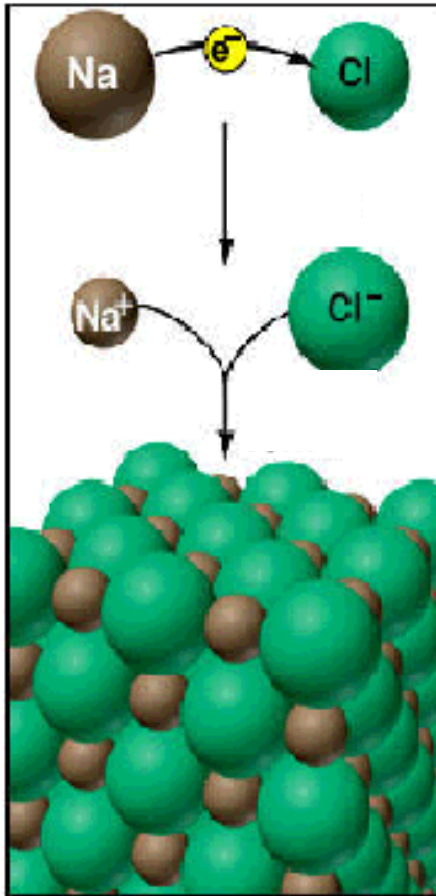
$$-\Delta E = E_1 - E_2 \geq 100 \text{ k J mol}^{-1}$$



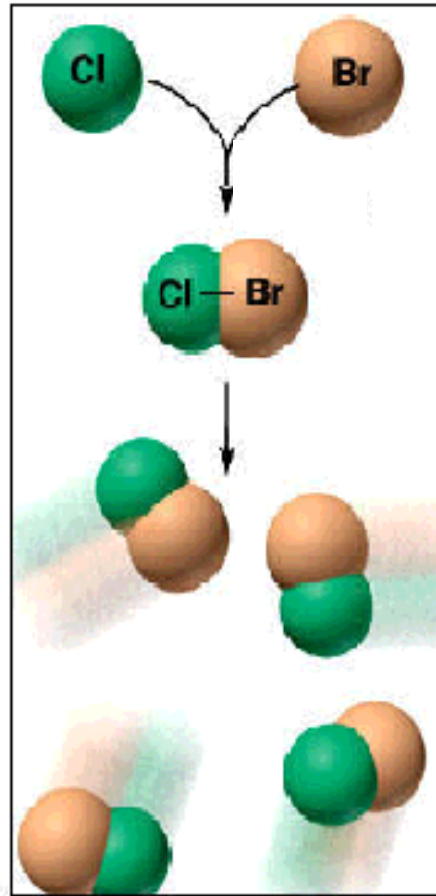
$$E_{\text{legame}} = -\Delta E = \text{energia di legame AB}$$

Notare: $96.5 \text{ kJ mol}^{-1}(\text{legami}) = 1 \text{ eV} / (\text{legame})$

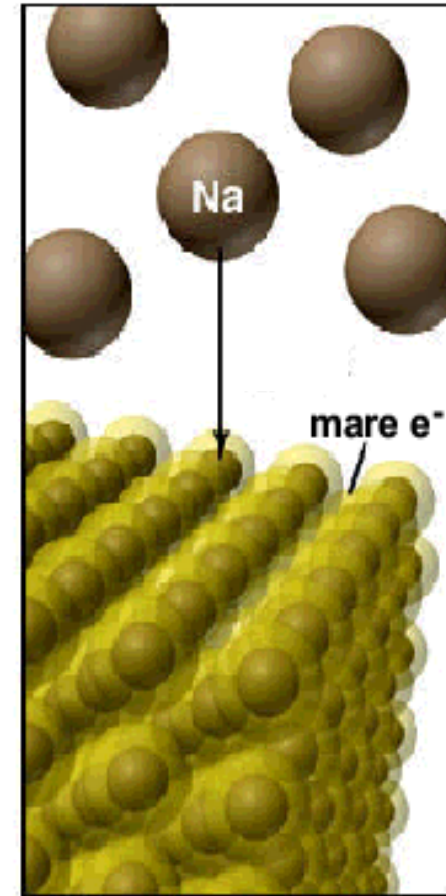
Tre tipi di legami chimici "forti"



A Legame ionico



B Legame covalente



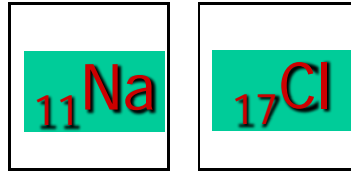
C Legame metallico

$$E_{\text{legame}} \geq 100 \text{ k J mol}^{-1}$$

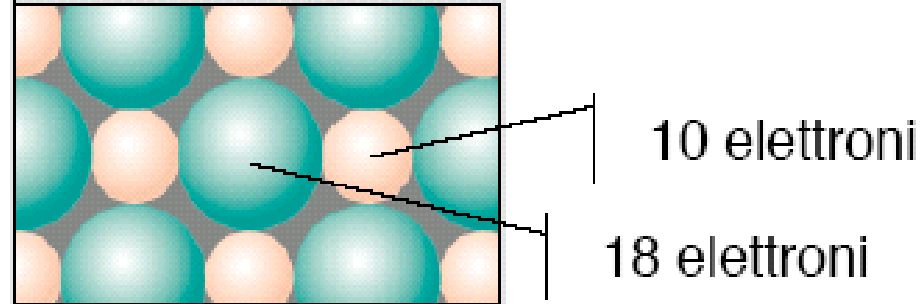
Legame ionico

Attrazione *elettrostatica* fra ioni di carica opposta

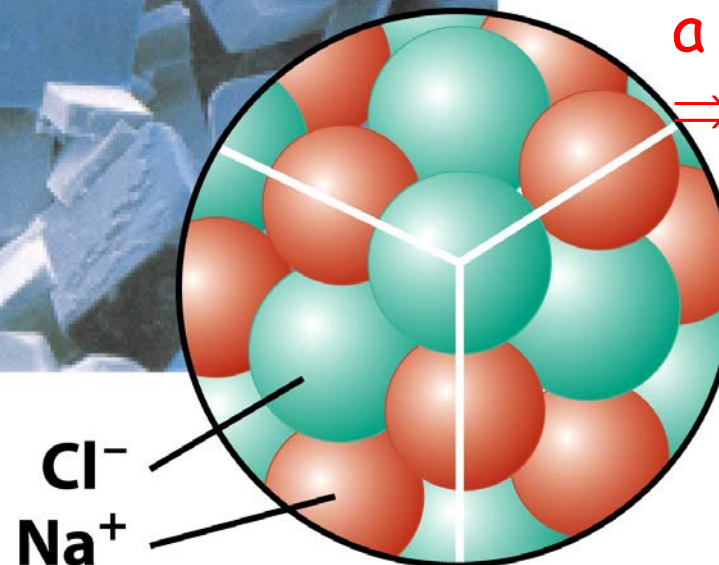
È tipico dei composti ionici (o sali)



Analisi strutturale ai raggi X
di NaCl (densità elettronica)

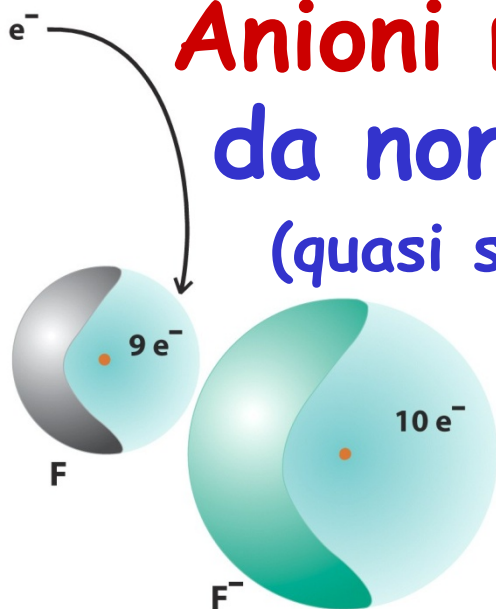


i non-metalli
tendono ad
acquistare e^- :
⇒ **anioni** (carica -)



i metalli tendono
a perdere e^- :
⇒ **cationi**
(carica +)

Anioni monoatomici: carica (-) da non-metalli ! (quasi sempre)



Dalla radice dell'elemento con
desinenza -uro. Esempio

FeCl₃ cloruro di ferro (III)

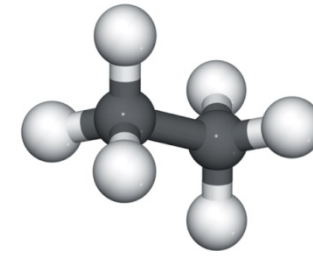
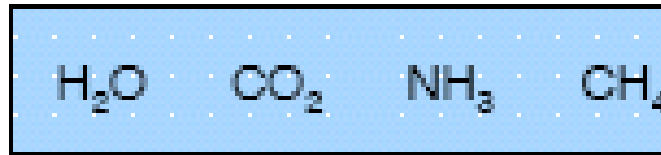
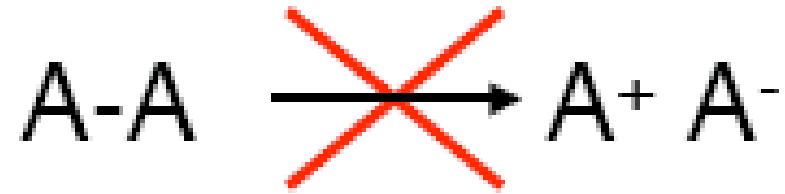
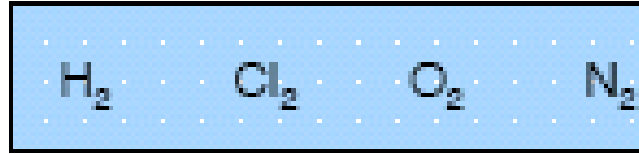
eccezione: O²⁻: ossido

Sali: costituiti da anioni e cationi.

Si nomina prima l'anione, poi il
catione. Non viene nominata la
carica degli ioni, se è univoca.

H ⁻	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
		N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
			Se ²⁻	Br ⁻	
				I ⁻	

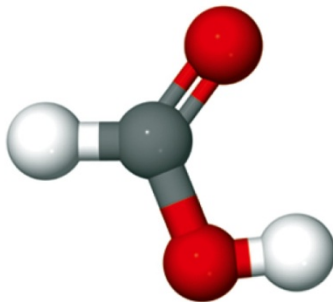
Legame covalente



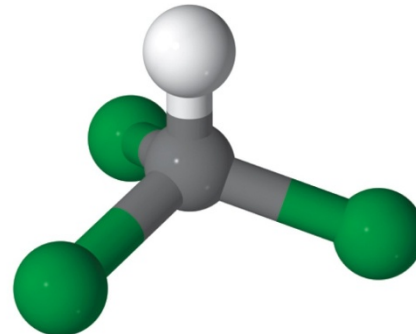
etano C_2H_6

Formazione e stabilità del legame

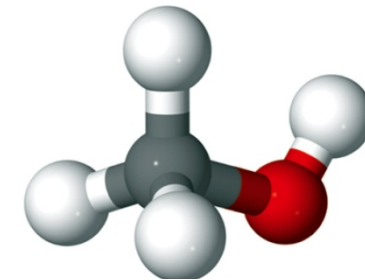
condivisione di coppie di elettroni esterni
tipicamente **tra coppie di atomi di non-metalli**



8 acido formico



10 Trichloromethane, $CHCl_3$



metanolo CH_3OH



Metalli

Legame metallico: ogni atomo condivide i suoi elettroni superficiali con gli atomi vicini

[illegible]

Esempio classe di composti molecolari covalenti: **gli alcani** (idrocarburi saturi)

Nome	Formula : C_nH_{2n+2}	P.f. °C	P.eb. °C
Metano	CH ₄	—183	—162
Etano	CH ₃ CH ₃	—172	— 88,5
Propano	CH ₃ CH ₂ CH ₃	—187	— 42
<i>n</i> -Butano	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃	—138	0
<i>n</i> -Pentano	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	—130	36
<i>n</i> -Esano	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	— 95	69
<i>n</i> -Eptano	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	— 90,5	98
<i>n</i> -Ottano	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	— 57	126
Isobutano	(CH ₃) ₂ CHCH ₃	—159	— 12
Isopentano	(CH ₃) ₂ CHCH ₂ CH ₃	—160	28
Neopentano	(CH ₃) ₄ C	— 17	9,5
Isoesano	(CH ₃) ₂ CH(CH ₂) ₂ CH ₃	—154	60
3-Metilpentano	CH ₃ CH ₂ CH(CH ₃)CH ₂ CH ₃	—118	63
2,2-Dimetilbutano	(CH ₃) ₃ CCH ₂ CH ₃	— 98	50

Alcani (qualche notizia)

sono componenti del petrolio

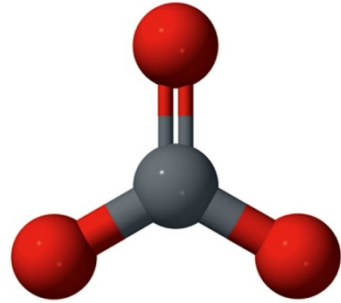
Frazione	Temperatura di distillazione, °C	Numero di atomi di carbonio
Gas	Minore di 20°	C ₁ —C ₄
Etere di petrolio	20-60°	C ₅ —C ₆
Ligroina	60-100°	C ₆ —C ₇
Benzina naturale	40-205°	C ₅ —C ₁₀ e cicloalcani
Cherosene	175-325°	C ₁₂ —C ₁₈ e aromatici
Gasolio	Superiore a 275°	C ₁₂ e superiori
Olio lubrificante	Liquidi non volatili	Probabilmente lunghe catene legate a struttura ciclica
Asfalto o coke di petrolio	Solidi non volatili	Strutture policicliche

Gli alcani lineari, ramificati e ciclici si ottengono principalmente dal cracking del petrolio (= reazione ad alta temperatura → frammentazione)

Nel cracking si formano (per ragioni di probabilità, o meglio entropiche) prevalentemente specie a peso molecolare basso.

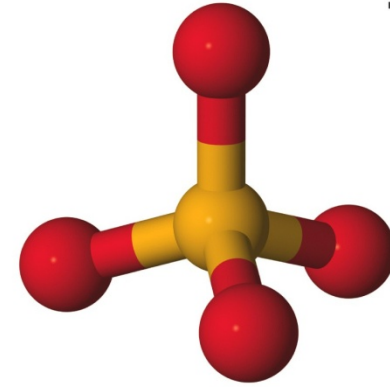
ioni poliatomici:

anioni



$]^{2-}$

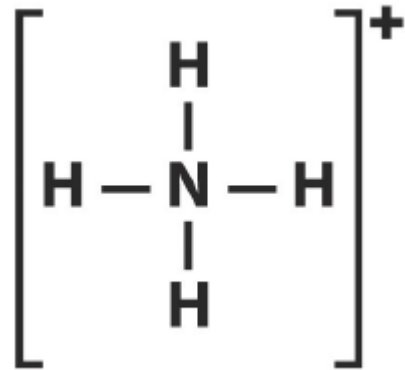
12 Carbonate ion, CO_3^{2-}



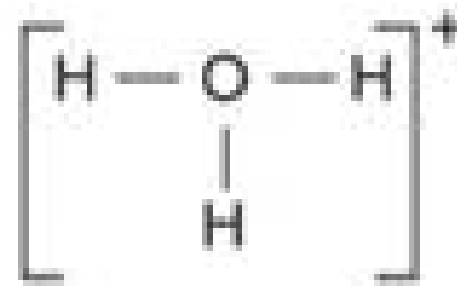
$]^{3-}$

13 Phosphate ion, PO_4^{3-}

cationi



ione ammonio



ione idronio

Acidi e basi

Classi importanti di sostanze:
moltissime reazioni chimiche possono essere
comprese come reazioni **acido-base**

Comportamento studiato in soluzione acquosa:
concentrazione espressa come:
molarità $\equiv M \equiv$ moli sostanza/litro di soluzione
 $[X] = 1 M = 1$ mole di X in 1 L soluzione

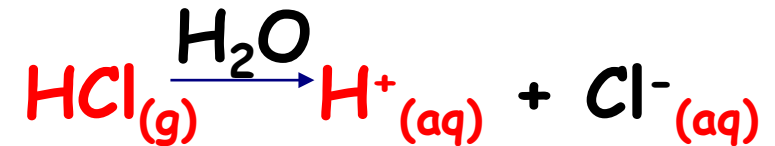
- **Acidi:** sapore aspro. Attaccano molti metalli
- **Basi:** sapore amaro

Acidi e basi sono molto reattivi e corrosivi.
Possono essere pericolosi.

Acidi e basi: proprietà

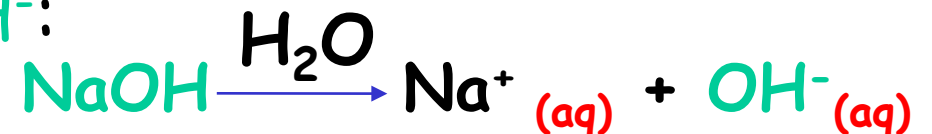
- sostanze elettrolitiche: disciolte in acqua si dissociano in ioni (Arrhenius - 1886) :
- soluzioni in H_2O di acidi o basi (o sali) conducono elettricità

Acidi: in H_2O danno ioni $H^+_{(aq)}$ o meglio $H_3O^+_{(aq)}$:



H^+ = protone - in fasi condensate "non esiste" "libero" ma solo solvatato o "legato" !

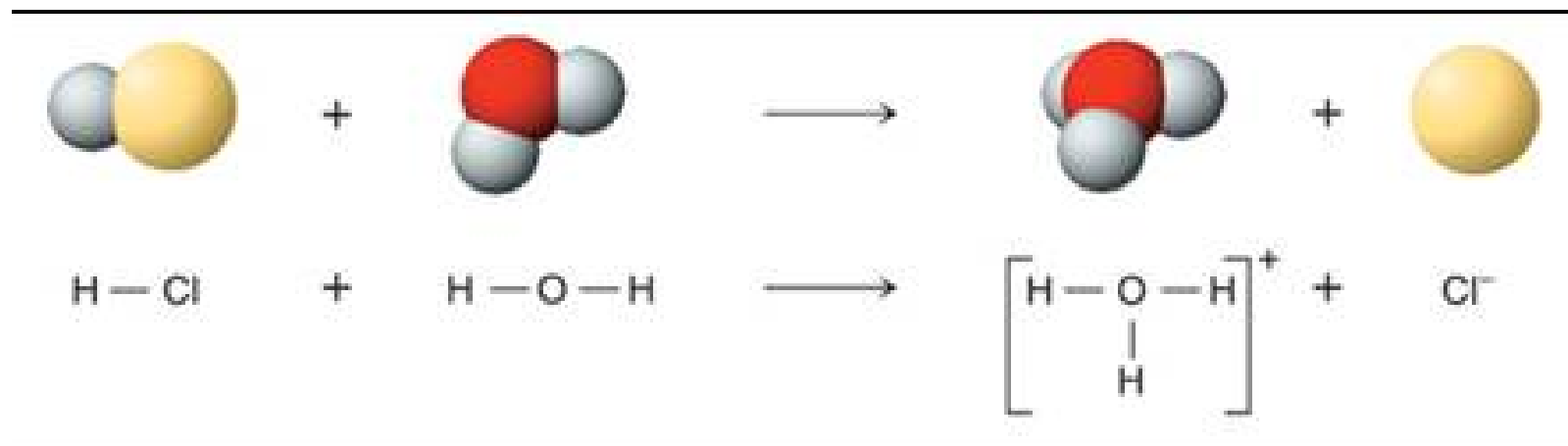
Basi: in H_2O danno ioni OH^- :



Acidi forti: proprietà

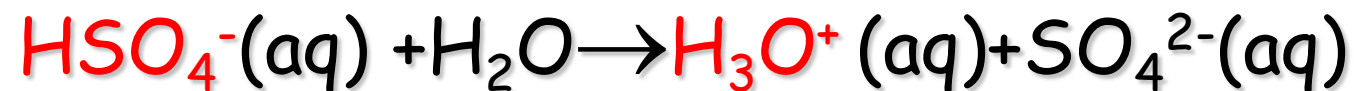
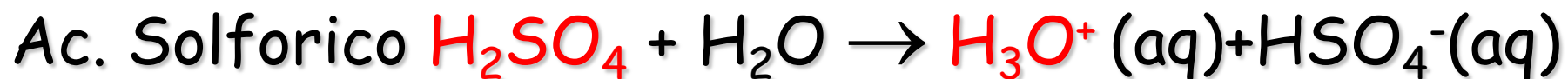
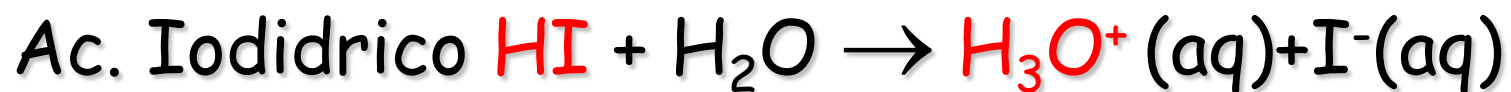
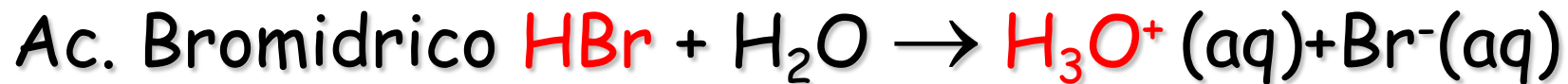
- Sostanze molecolari molto corrosive
- Elettroliti forti: si deprotonano (dissociano) completamente in H_2O .

Esempio HCl $T_{fus} = -112\text{ }^{\circ}C$ $T_{eb} = -84\text{ }^{\circ}C$



Reazione spostata completamente verso i prodotti

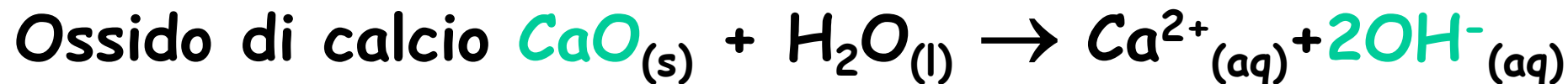
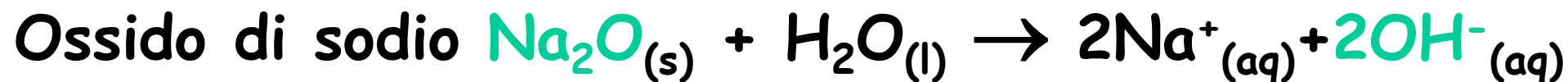
Acidi forti: altri esempi



Reazioni di deprotonazione completamente spostate a destra per gli **acidi** forti !

Basi forti: proprietà

- Sostanze ioniche: idrossidi e ossidi del 1° e 2° gruppo della tavola periodica; molto corrosive
- Elettroliti forti: la parte che si scioglie, è completamente dissociata in H_2O



Ossidi: dissociazione completa (come tutti i sali)

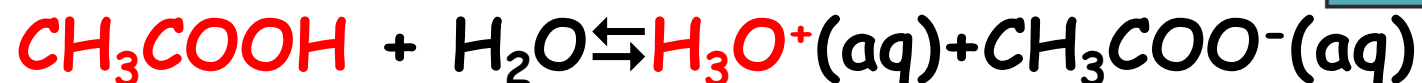


Acidi e basi deboli

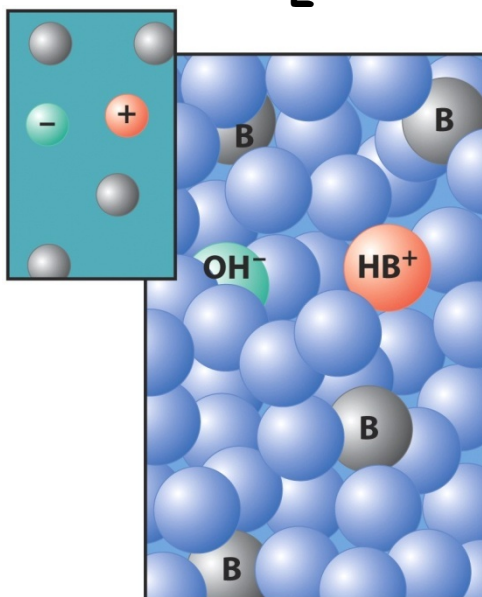
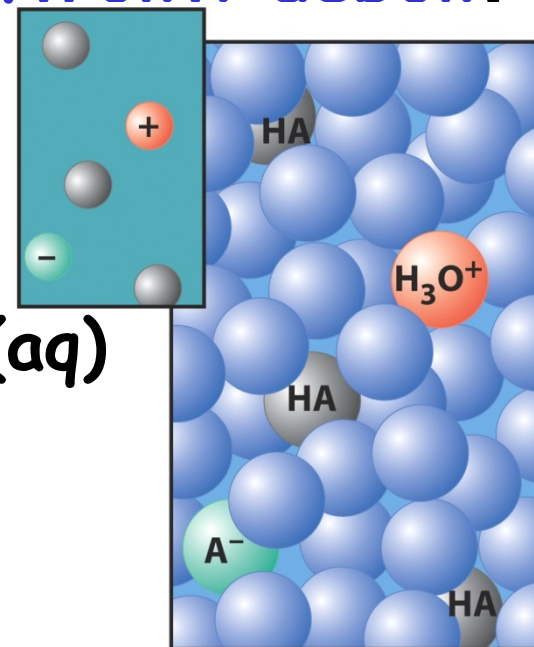
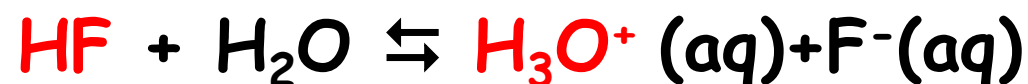
Sostanze per cui la reazione di dissociazione in H_2O non è completa: sono detti **elettroliti deboli**.

Esempi di **acidi deboli**:

Ac. acetico



Ac. fluoridrico



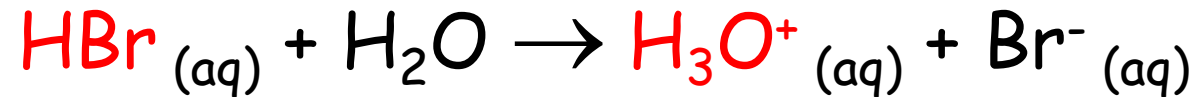
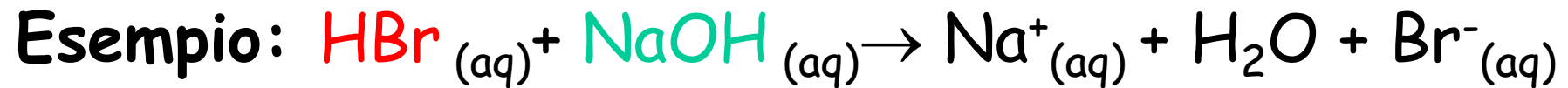
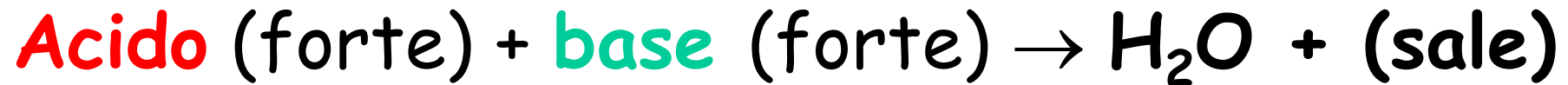
Danno reazioni di equilibrio.

Esempio **basi deboli**: ammoniaca



Reazioni tra acidi e basi:

neutralizzazione, spesso violenta,
trasferimento protone \approx sempre completa.



La neutralizzazione è fondamentalmente formazione di H_2O

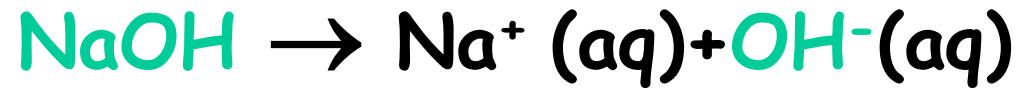
Na^+ e Br^- (nell'esempio) sono presenti in forma solvatata all'inizio ed alla fine della reazione: il loro contributo è inessenziale (ioni spettatori).

Anche i sali sciolti in H_2O sono completamente dissociati

Reazioni di neutralizzazione

trasferimento protone, \approx sempre complete.

Esempio: **Acido** (debole) + **base** (forte)

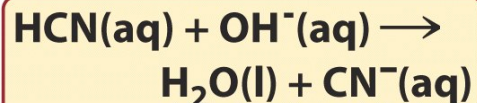
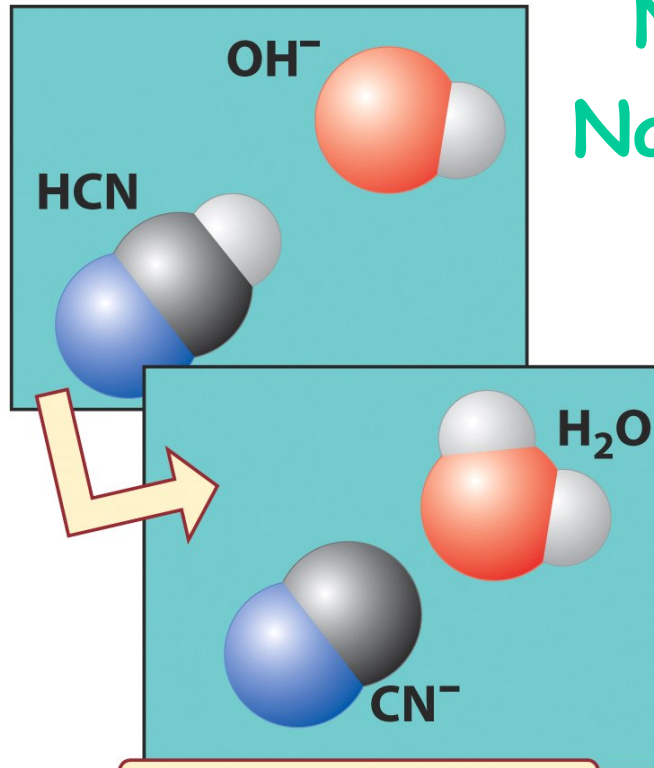


$\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ ione spettatore

chiave: formazione di H_2O

Il sale NaCN è solubile in acqua come $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{CN}^-_{(\text{aq})}$

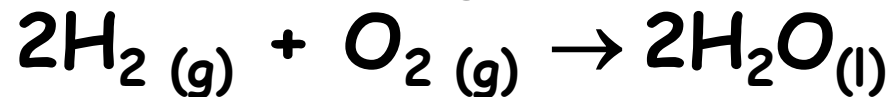
Se si fa evaporare H_2O a certo punto la soluzione diventa satura e precipita NaCN solido



Anche: **acido** (forte) + **base** (debole)
e **acido** (debole) + **base** (debole)

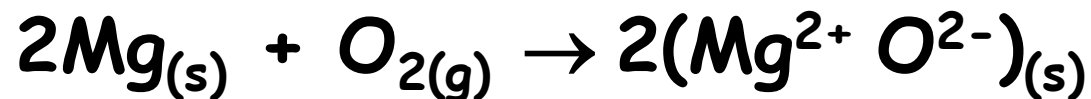
Reazioni di ossido-riduzione

Originariamente: ossidazione = reazioni con O_2



Alcune reazioni chimiche sono usate per immagazzinare energia e rilasciarla (eg. fotosintesi, combustione, pile accumulatori). Molte di queste reazioni di interesse energetico (biologiche e tecnologiche) sono reazioni di ossido-riduzione.

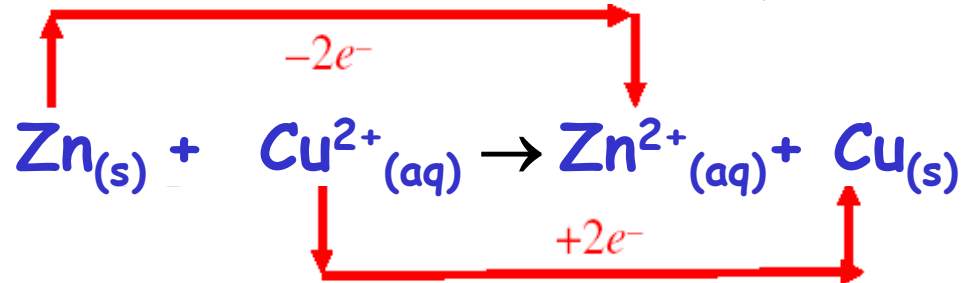
Generalizzando: reazioni red-ox = reazioni con trasferimento di elettroni = reaz. in cui cambiano i nr di ossidazione (nr di ox)



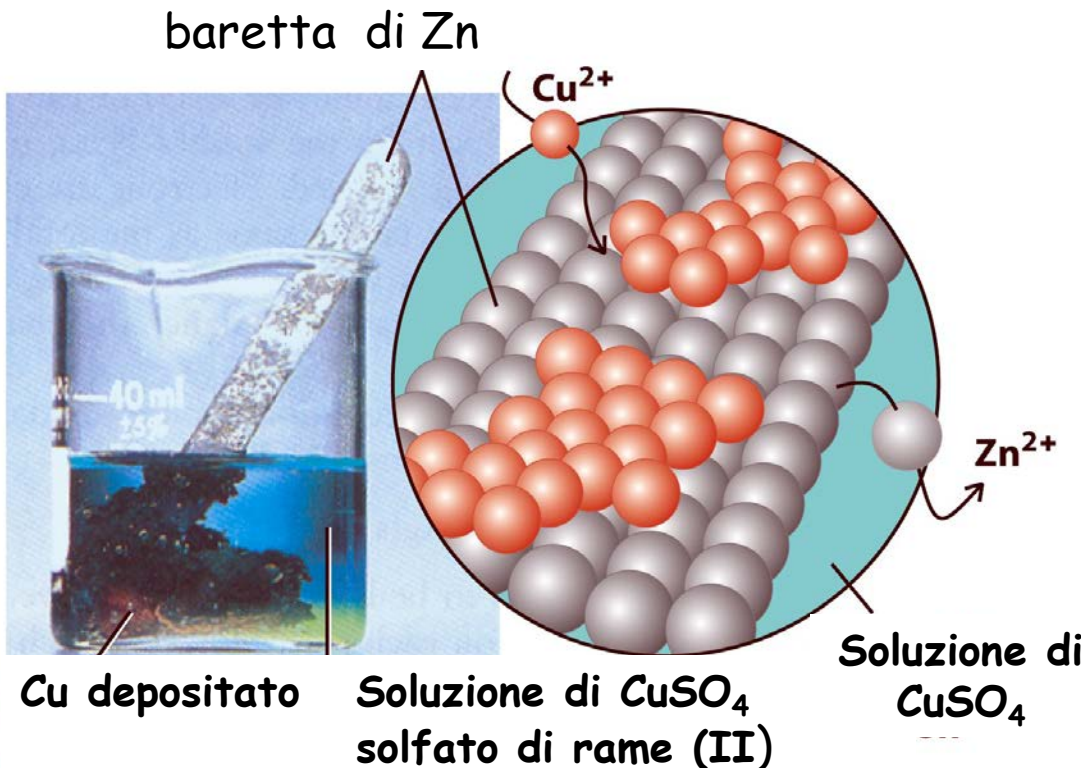
nr di ox= carica che atomo avrebbe se legame fosse ionico

Reazioni di ossido-riduzione =

- Reazioni con trasferimento di elettroni
- Reazioni in cui cambiano i nr di ossidazione



- Semireazione di riduzione:
 $\text{Cu}^{+2} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$
- Semireazione di ossidazione:
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2e^-$



Riduzione: diminuisce nr di ossidazione e specie acquista elettroni

Ossidazione: aumenta nr di ossidazione e specie perde elettroni

Reazione red-ox : somma di una riduzione e di un'ossidazione

Tavola Periodica degli elementi

Periodo

Gruppo

Metalli Alcalini
Metalli Alcalino-Terrosi
Lantanidi
Attinidi

Elementi di Transizione
Metalloidi / Non Metalli
Alogeni
Gas Nobili

Numero Atomico
Peso Atomico
Valenza
Densità (g/cm³)
Temp. Fusione (°C)
Temp. Ebollizione (°C)

Numero di Ossidazione
Simbolo
Nome

STATI DI AGGREGAZIONE a 20 °C
SOLIDI
LIQUIDI
GASSOSI
ARTIFICIALI

Serie dei Lantanidi
Serie degli Attinidi

Serie degli Attinidi

Reazioni di ossido-riduzione

Attribuzione del numero di ossidazione

Elementare (e.g. F_2 , Cl_2 , C , Na , $He..$) 0

Ione monoatomico = a carica

Ioni metalli 1° gruppo +1

Ioni metalli 2° gruppo +2

Idrogeno +1, -1 (con metalli)

Alogeni -1 (o dispari positivo se legati ad O o F); F: -1 sempre

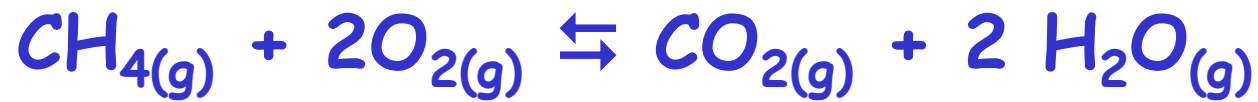
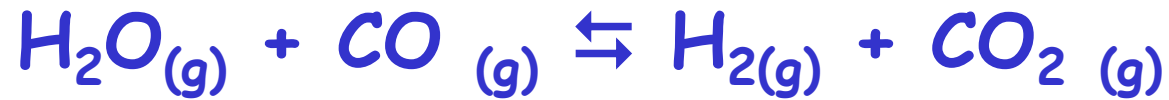
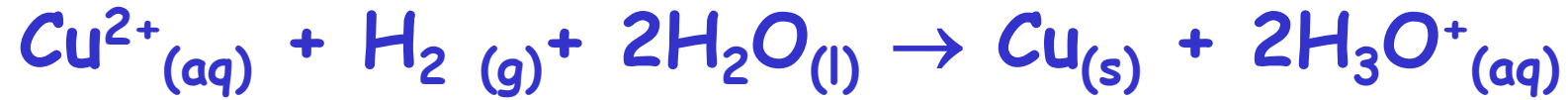
Ossigeno -2, -1 in perossidi, +2 se legato a 2 F

in specie poliatomica (molecola o ione):

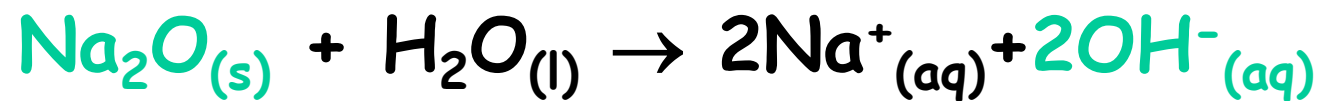
somma nr di ox degli atomi in specie = carica della specie

In generale: nr di ox. di un atomo in molecola = carica che avrebbe se legami fossero ionici con e^- dei legami che vanno su atomi più propensi ad accettarli.

Esempi reazioni di ossido-riduzione

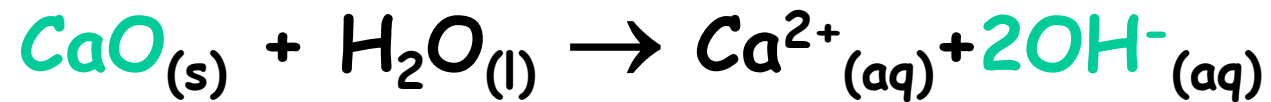
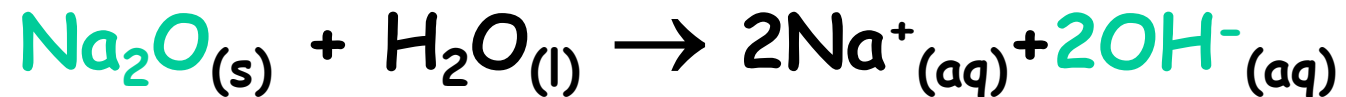


Reazioni **acido-base** in genere non sono di ossido-riduzione: non cambiano nr di ox

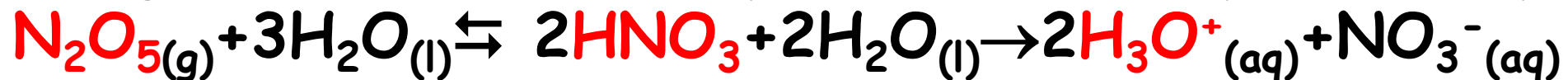
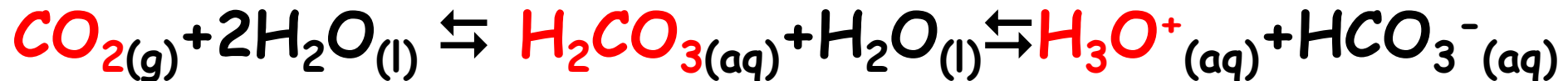
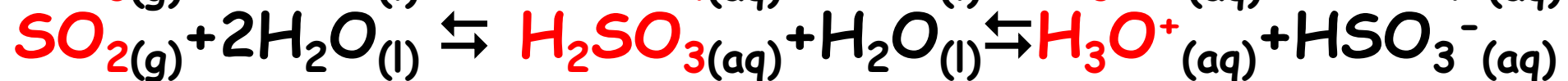
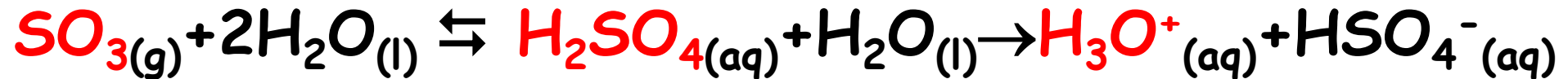


Reazioni di ossidi con acqua:

Ossidi di metalli: formazione di **idrossidi basici**



Ossidi di non metalli: formazione di **ossiacidi**



Gli ossidi sono composti importanti: spesso sono prodotti di «combustione» e le reazioni di combustione sono in genere sono facili !