

# CHIMICA INORGANICA

PRECORSI MEDICINA 2016/17

Gli atomi degli elementi sono formati da tre particelle fondamentali

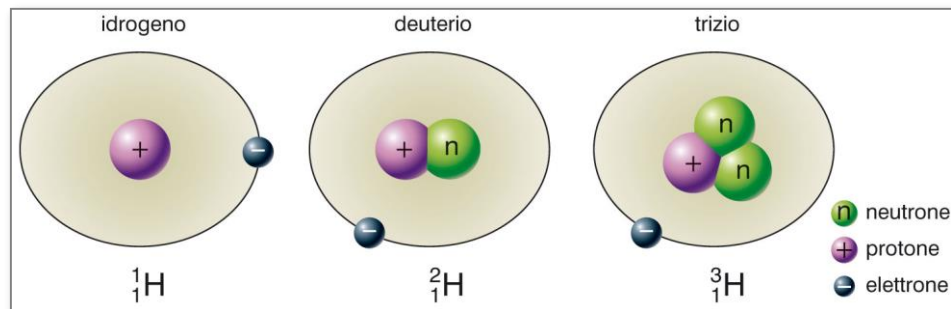
- **elettrone**: carica negativa (-1) pari a  $-1,6 \cdot 10^{-19}$  Coulomb, massa = 0,00055 u.m.a.
- **protone**: carica positiva (+1) pari a  $+1,6 \cdot 10^{-19}$  Coulomb, massa = 1,0073 u.m.a.
- **neutrone**: privo di carica elettrica, massa = 1,0087 u.m.a.

Ogni atomo contiene un nucleo, cioè una zona molto piccola e densa in cui sono confinati i protoni e i neutroni: a tali particelle dà il nome di **nucleoni**

Gli atomi di un elemento hanno tutti lo stesso  
**numero di protoni =  $Z$  = numero atomico**



Gli atomi di uno stesso elemento possono anche  
avere un numero di neutroni variabile (**ISOTOPI**) e quindi  
un diverso **numero di massa =  $A$  (protoni+neutroni)**



**ATOMO:  $n^{\circ}$  di elettroni =  $n^{\circ}$  di protoni  $\rightarrow$  NEUTRO**

**IONE =  $n^{\circ}$  di elettroni  $\neq$   $n^{\circ}$  di protoni  $\rightarrow$  CARICO**

Gli ioni si formano solo per trasferimento di elettroni

**CATIONI = IONI POSITIVI** =  $n^{\circ}$  elettroni  $<$   $n^{\circ}$  di protoni nel nucleo

Es. **K<sup>+</sup>** = 18 elettroni e 19 protoni

**ANIONI = IONI NEGATIVI** =  $n^{\circ}$  elettroni  $>$   $n^{\circ}$  di protoni nel nucleo

Es. **Br<sup>-</sup>** = 36 elettroni e 35 protoni

Indicare cosa hanno in comune l'isotopo  $^{58}\text{Fe}$  e l'isotopo  $^{59}\text{Co}$ .

- A) Il peso atomico
- B) Il numero di elettroni
- C) Il numero di massa
- D) Il numero di protoni
- E) Il numero di neutroni

L'elemento idrogeno ha tre diversi isotopi:  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$  e  $^3\text{H}$ . Il numero atomico dell'idrogeno è 1. Considerando un singolo atomo per ciascun isotopo, quale delle seguenti affermazioni è corretta?

- A)  $^3\text{H}$  ha il doppio dei neutroni di  $^2\text{H}$
- B)  $^3\text{H}$  ha il triplo dei protoni di  $^1\text{H}$
- C)  $^2\text{H}$  ha il doppio dei neutroni di  $^1\text{H}$
- D)  $^1\text{H}$  ha la metà degli elettroni di  $^2\text{H}$
- E)  $^3\text{H}$  ha un protone, un neutrone e un elettrone

# Orbitali atomici e numeri quantici

Gli elettroni costituiscono una nuvola elettronica attorno al nucleo.

**Orbitale** = volume in cui abbiamo la massima probabilità di trovare un elettrone

Ogni orbitale è caratterizzato da 3 numeri quantici:  **$n$ ,  $l$ ,  $m$**

Il **numero quantico principale**  **$n$**  ( **$n = 1, 2, 3, \dots, 7$** )

definisce il livello energetico che è proporzionale alla distanza dal nucleo.

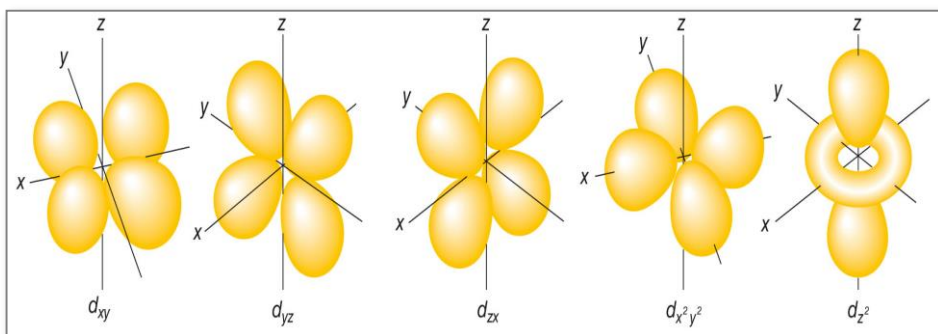
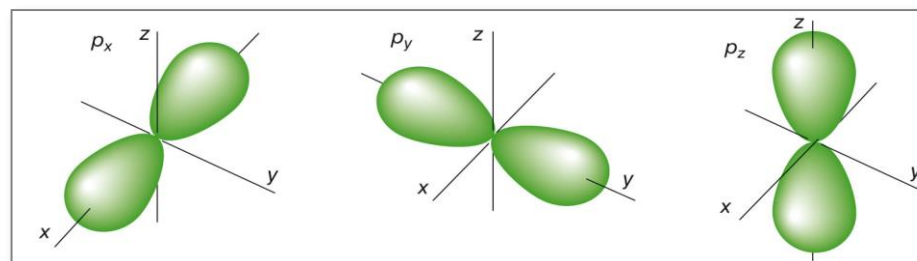
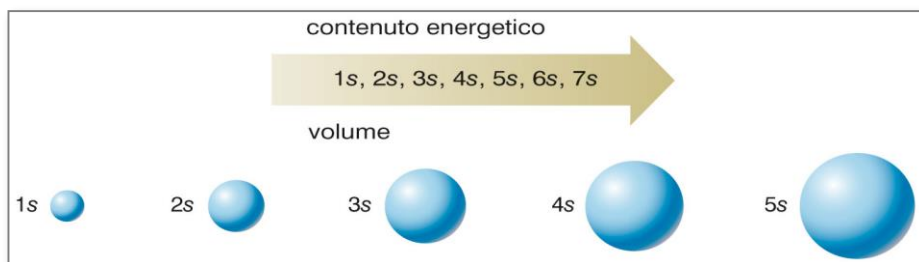
Il **numero quantico secondario o angolare**:  **$l$**  ( **$l = 0, 1, \dots, n-1$** )

determina la forma dell'orbitale (sottolivello energetico).

valori di $l$ :	0	1	2	3
orbitale di tipo:	s	p	d	f

# Orbitali atomici e numeri quantici

Il **numero quantico magnetico**  $m$  ( $m = -l, 0, +l$ ) definisce quanti orbitali della stessa forma, ma con orientamento diverso, possono coesistere in un sottolivello



L'elettrone è caratterizzato da un quarto numero quantico: **numero quantico di spin**  $s$ , può assumere al massimo due valori:

$$\uparrow +\frac{1}{2} \quad \downarrow -\frac{1}{2}$$

# Tavola periodica degli elementi



</



**Energia di 1° ionizzazione:** energia necessaria per strappare 1 elettrone ad una mole di atomi di un elemento (KJ/mol).

Aumenta nel periodo da sinistra a destra, diminuisce nel gruppo dall'alto in basso

**Affinità elettronica:** energia che si libera quando una mol di atomi di un elemento acquistano 1 elettrone (KJ/mol). Aumenta nel periodo da sinistra a destra, diminuisce nel gruppo dall'alto in basso

**Elettronegatività:** esprime la tendenza di un atomo ad attrarre su di sé gli elettroni di legame. Aumenta nel periodo da sinistra a destra, diminuisce nel gruppo dall'alto in basso

**Volume atomico:** diminuisce nel periodo da sinistra a destra, aumenta nel gruppo dall'alto in basso

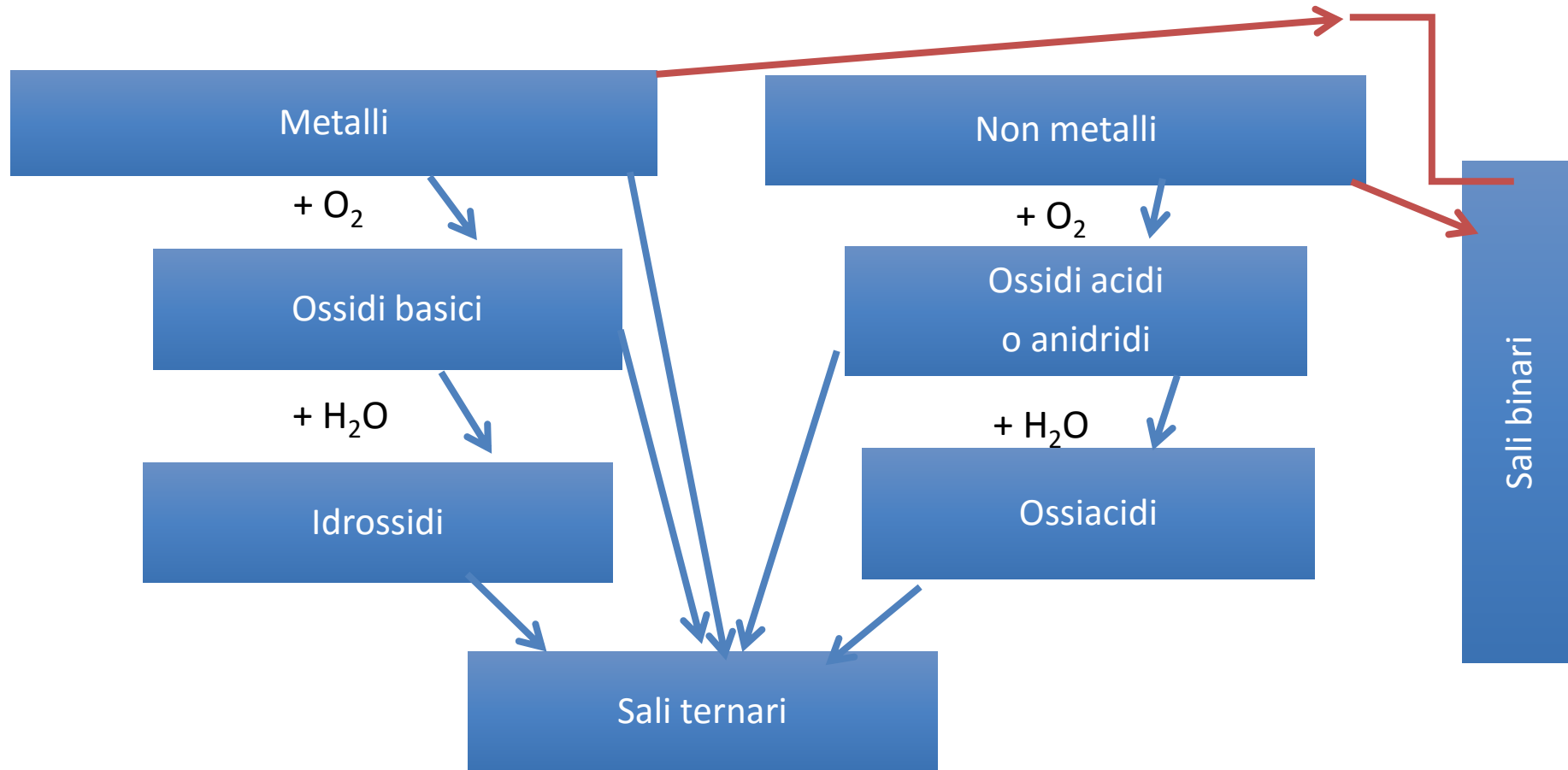
Nella tavola periodica ogni periodo (riga) corrisponde al riempimento degli orbitali di un livello e ogni gruppo (colonna) contiene elementi con la stessa configurazione elettronica esterna, cioè con lo stesso numero di elettroni di valenza.

Suddivisione fondamentale quella tra:

**Metalli** = elementi che tendono a cedere elettroni formando cationi.  
Occupano la parte sinistra della tavola periodica.

**Non metalli** = elementi che tendono a prendere elettroni formando anioni. Si trovano a destra nella tavola periodica

# PRINCIPALI COMPOSTI:



# Esempi:

Metalli: Mg

Non metalli: Cl

Ossidi basici: MgO

Ossidi acidi  
o Anidridi  $\text{Cl}_2\text{O}_5$

Idrossidi Mg  $(\text{OH})_2$

Ossiacidi:  $\text{HClO}_3$

Sali binari:  $\text{MgCl}_2$

Sali ternari:  $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$

# Legami chimici:

COVALENTE

IONICO o  
prevalentemente  
IONICO

$\Delta$  elettronegatività  $\pm$   
= 0  
Covalente puro

$\Delta$  elettronegatività  
>0,5 <1,67  
Covalente polare

$\Delta$  elettronegatività  
 $\geq 1,9$

**Nella tavola periodica degli elementi l'energia di ionizzazione dall'alto in basso lungo un gruppo:**

- A) decresce progressivamente
- B) cresce progressivamente
- C) resta invariata
- D) cresce nei primi tre gruppi, resta invariata negli altri
- E) diminuisce solo negli ultimi tre gruppi

**Nella Tavola Periodica l'elemento R appartiene al Gruppo 17, l'elemento X al Gruppo 1 e l'elemento T al Gruppo 16. Se questi elementi reagiscono tra loro formando dei composti binari, quale combinazione descrive il carattere più probabile di ciascun legame?**

- a)  $R + X$  = ionico;  $R + T$  = covalente;  $X + T$  = covalente
- b)  $R + X$  = ionico;  $R + T$  = covalente;  $X + T$  = ionico
- c)  $R + X$  = covalente;  $R + T$  = ionico;  $X + T$  = ionico
- d)  $R + X$  = covalente;  $R + T$  = ionico;  $X + T$  = covalente
- e)  $R + X$  = ionico;  $R + T$  = ionico;  $X + T$  = covalente

La **massa atomica (MA)** di un elemento è la massa relativa calcolata rispetto all' isotopo  $^{12}\text{C}$ .

L'**unità di massa atomica (u, u.m.a.)** è pari a  $1/12$  della massa del  $^{12}\text{C}$ .

La **massa molecolare relativa, MM** o peso molecolare, è dato dalla somma delle masse degli atomi che compongono la molecola.

Per i composti ionici la massa molecolare relativa si calcola allo stesso modo ma è detta **peso formula**

**mole** (mol) = quantità di sostanza che contiene un numero fisso di particelle.

Si è determinato che una mole contiene sempre  $6,022 \cdot 10^{23}$  particelle (atomi, molecole o ioni), un **numero di Avogadro** di particelle.

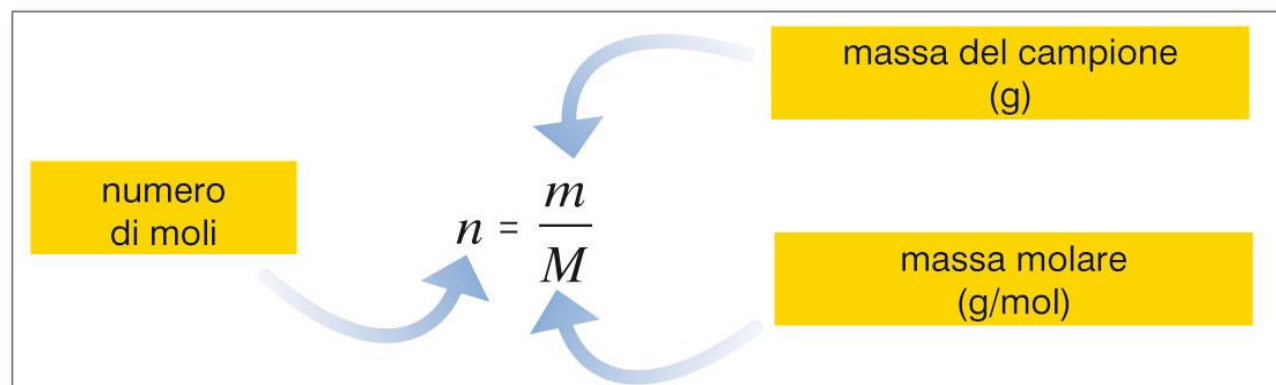
**La mole ha un peso variabile:**

che si esprime in **g/mol**

Una mole di...	... corrisponde a ...	... e contiene
H	1 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di H
H <sub>2</sub>	2 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H <sub>2</sub>
O	16 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di O
O <sub>2</sub>	32 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di O <sub>2</sub>
<sup>12</sup> C	12 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di <sup>12</sup> C
H <sub>2</sub> O	18 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H <sub>2</sub> O



Per calcolare il numero di moli si usa la seguente formula:



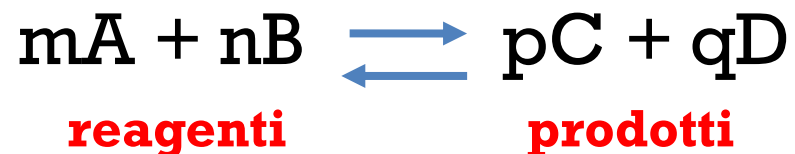
La massa molecolare dell'acqua è pari a 18 u.m.a. Perciò in 1 litro d'acqua sono contenute:

Esempio:

- A) 22,4 mol di acqua
- B)  $1,8 \cdot 10^{-3}$  mol di acqua
- C) 100 mol di acqua
- D) 55,5 mol di acqua
- E)  $1,8 \cdot 10^3$  mol di acqua

Trasformazione della materia: le particelle dei REAGENTI si riaggregano, mediante la rottura e la formazione di nuovi legami, dando dei PRODOTTI

**Reazione bilanciata:** esprime la legge della conservazione della massa di Lavoisier



**m, n, p, q** = coefficienti stechiometrici

**Bilanciare** = calcolare i più piccoli coefficienti stechiometrici che permettono di conservare il numero di atomi di ogni specie chimica nel passaggio da reagenti a prodotti

## ESEMPI

- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$

N.B. bilanciare prima gli elementi che non sono idrogeno ed ossigeno, poi l'ossigeno e infine l'idrogeno!

Sono reazioni di ossido-riduzione tutte quelle in cui varia il numero di ossidazione degli atomi o degli ioni reagenti.

**I reagenti si scambiano elettroni!**

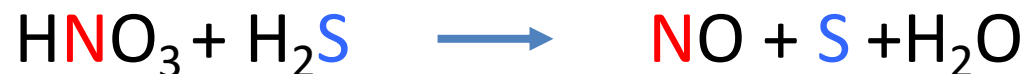
Un'ossidazione corrisponde ad una perdita di elettroni, il numero di ossidazione aumenta.

Una Riduzione corrisponde ad un acquisto di elettroni, il numero di ossidazione diminuisce.

**ATTENZIONE:** è OSSIDANTE la sostanza che si riduce  
è RIDUCENTE la sostanza che si ossida

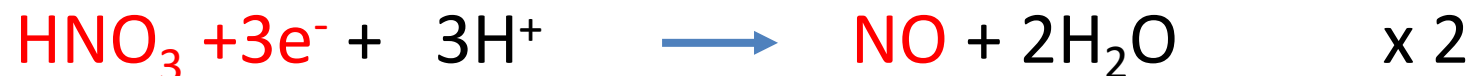
- Calcoliamo i numeri di ossidazione degli atomi coinvolti identificando quelli che subiscono un cambiamento
- Scriviamo le due semireazioni, quella di ossidazione e quella di riduzione indicando anche gli  $e^-$  scambiati
- Moltiplicare le due semireazioni per il più piccolo numero necessario a bilanciare gli  $e^-$  scambiati
- Scrivere i coefficienti nella reazione e bilanciare anche gli altri atomi coinvolti.

ATTENZIONE: uno stesso atomo può ossidarsi e ridursi nella stessa reazione (DISMUTAZIONE)



1 - Stabiliamo quali sono le specie che si ossidano e si riducono:  
in questo caso **N** si riduce (da +5 a +2) e **S** si ossida (da -2 a 0)

2 - Scriviamo le semireazioni e bilanciamo gli elettroni:



3 - Sommiamo algebricamente e bilanciamo  $\text{H}^+$  ed O:



## **In una reazione redox:**

- A) Il numero di ossidazione dei reagenti può anche non variare
- B) L'agente riducente è il composto che si riduce
- C) La variazione del numero di ossidazione corrisponde ad una perdita o ad un acquisto di elettroni
- D) Chi si ossida acquista elettroni
- E) Uno stesso elemento non può contemporaneamente ridursi ed ossidarsi

# RISOLUZIONE

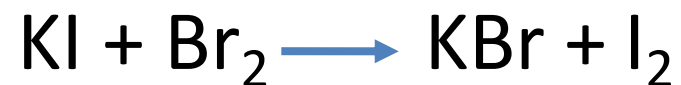
La risposta corretta è la

**C**



Stabilisci il corretto bilanciamento della reazione





Nella reazione sopra considerata, il numero di ossidazione del bromo:

- A) Non varia
- B) Aumenta da 0 a +3
- C) È zero
- D) Varia da 0 a -1
- E) Varia da -1 a +1

Questa reazione è una redox :



Scriviamo le semireazioni



Sommiamo:



Le risposte corrette sono:

**A e D**

Nella reazione  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$

- A) Azoto ed idrogeno non si riducono né si ossidano
- B)  $\text{N}_2$  ha numero di ossidazione 0
- C) In  $\text{NH}_3$  l'idrogeno ha numero di ossidazione +3
- D) L'idrogeno si riduce
- E) L'azoto perde elettroni

La risposta corretta é:

**B**

# ATTENZIONE!

Anche una semplice reazione che noi siamo soliti bilanciare guardando solo il rapporto tra gli atomi può essere una redox!

**PRIMA DI QUALSIASI  
BILANCIAMENTO STABILIAMO SE SI  
TRATTA O NO DI UNA REDOX,  
GUARDANDO I NUMERI DI  
OSSIDAZIONE**

**Soluzione= miscuglio omogeneo.** Formato da un soluto (sostanza in concentrazione minore) e un solvente (concentrazione maggiore) che si attraggono (interazioni). Non ha sempre la stessa concentrazione perciò esistono vari modi di esprimerla: i più importanti sono concentrazione % e Molarità

**Molarità = M (mol/L)=** numero di moli di soluto in 1 litro di soluzione



# COME CALCOLARE LA MOLARITA'

Date due soluzioni, la prima contenente 0,50 mol di NaCl in 250 ml di acqua e la seconda contenente 0,20 mol di NaCl in 100 ml di acqua, si può affermare che:

- A) le due soluzioni hanno la stessa concentrazione
- B) la prima soluzione è più concentrata della seconda
- C) la prima soluzione è più diluita della seconda
- D) le due soluzioni hanno la stessa molalità, ma la prima ha una molarità maggiore
- E) la seconda soluzione ha concentrazione più che doppia rispetto alla prima

Calcoliamo:  **$M = n \text{ mol} / V(L)$**

$$M_1 = 0,50 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 2 \text{ M}$$

$$M_2 = 0,20 \text{ mol} / 0,100 \text{ L} = 2 \text{ M}$$

In 100 ml di una soluzione 2M sono presenti 6 grammi di soluto. Qual è il peso molecolare del soluto in u.m.a.?

- A) 30    D) 120
- B) 3     E) 60
- C) 12

Calcoliamo:  $M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{6 \text{ g}}{30 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$   
 $n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} \Rightarrow M = \frac{6 \text{ g}}{0,2 \text{ mol}} = 30 \text{ g/mol}$   
 $\Rightarrow M = 30 \text{ g/mol} \Rightarrow M = 30 \text{ u.m.a.}$

Quanti grammi di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (P.M. = 98 u.m.a.) sono contenuti in 250 ml di una soluzione acquosa 2 M di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

- A) 49 g      D) 13 g  
B) 98 g      E) 24,5 g  
C) 57 g

Calcoliamo:  $M = n(\text{mol}) / V(\text{L}) \rightarrow n(\text{mol}) = M \times V(\text{L}) \rightarrow n(\text{mol}) = 2 \text{ mol/L} \times 0,25 \text{ L}$

$$\rightarrow n = 0,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{mol}) = m / p_{\text{mol}} \rightarrow m = n \text{ mol} \times p_{\text{mol}} \rightarrow m = 0,5 \text{ mol} \times 98 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 49 \text{ g}$$

Quando ci si trova davanti ad un problema di diluizione bisogna ricordarsi che ciò che c'è di comune tra la soluzione, prima e dopo la diluizione, è il numero di moli di soluto presenti nella soluzione.

ES: 2 g di idrossido di sodio sono sciolti in 200 ml di soluzione.

Qual è la molarità dell'idrossido di sodio nella soluzione risultante?

Se 10 ml della soluzione vengono poi diluiti a 500ml come cambia la molarità?

[masse atomiche relative: H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u]

Calcoliamo:  $n \text{ mol}_{\text{NaOH}} = m / p \text{ mol}$   $n \text{ mol} = 2\text{g} / 40 \text{ g/mol} = 0,05 \text{ mol}$

$$M_1 = n \text{ mol} / V(\text{L}) \quad M = 0,05 \text{ mol} / 0,2\text{L} = 0,25 \text{ mol/L}$$

$$n \text{ mol}_2 = M_1 \times V_2 \quad n \text{ mol} = 0,25 \text{ mol/L} \times 0,01\text{L} = 0,0025 \text{ mol}$$

$$M_2 = 0,0025 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,005 \text{ mol/L}$$

Studio delle variazioni di calore che accompagna le reazioni chimiche.

**$\Delta H^\circ_{\text{form}}$  = entalpia standard di formazione di un composto**  
**= calore in gioco nella reazione**



Nel caso di  $\Delta H^\circ_{\text{form}}$  = negativo (reazione esotermica) il composto tende a essere stabile

Nel caso di  $\Delta H^\circ_{\text{form}}$  = positivo (reazione endotermica) e grande il composto tende a decomporsi spontaneamente

Altri fattori in gioco sono: **ENTROPIA** è in funzione del disordine di un sistema che spontaneamente tende ad aumentare ( $\Delta S^\circ > 0$ )

La variazione di entropia si indica con  $\Delta S^\circ = S^\circ_{\text{prodotti}} - S^\circ_{\text{reagenti}}$

Un sistema tende a passare da uno stato di energia  $>$  ad uno  $<$

Per determinare se una determinata reazione è spontanea o meno bisogna conoscere  **$\Delta G$  cioè l'energia libera di formazione.**

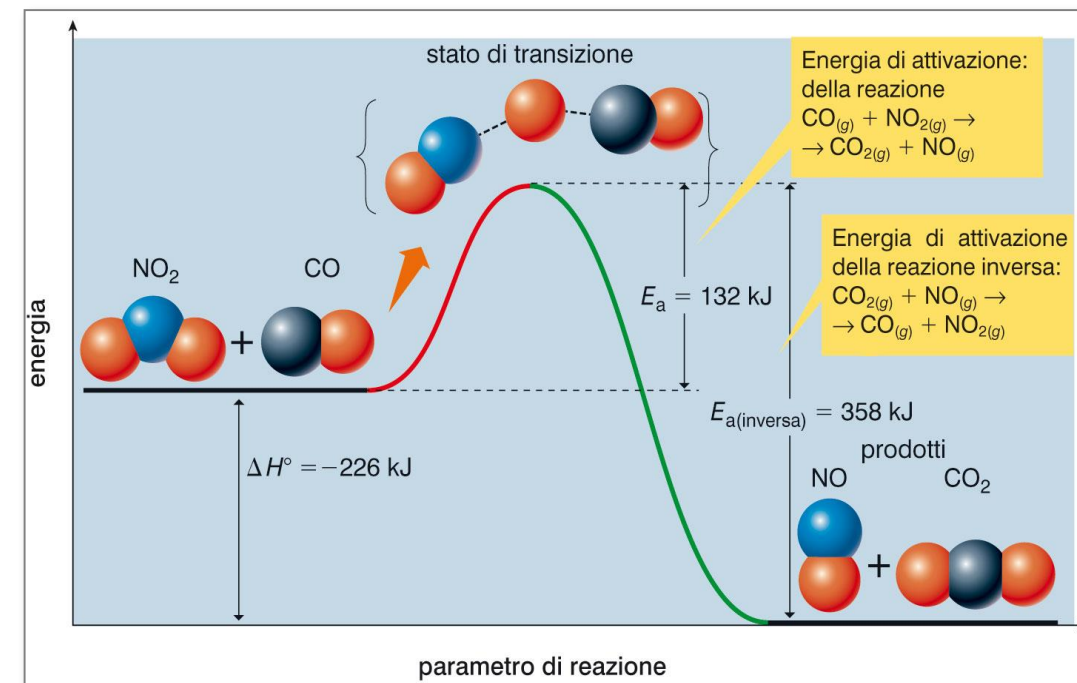
Se  $\Delta G_{\text{formazione}} = \text{negativa}$  la reazione è spontanea

Se  $\Delta G_{\text{formazione}} = \text{positiva}$  la reazione non è spontanea

# VELOCITA' DI REAZIONE

Dipende dai seguenti fattori:

- Natura dei reagenti (E di attivazione)
- Concentrazione (V aumenta con >concentrazione)
- Temperatura (aumenta con > T)
- Superficie di contatto tra reagenti
- Pressione (conta nei gas, V aumenta con > P)
- Catalizzatori (abbassano l'energia di attivazione)



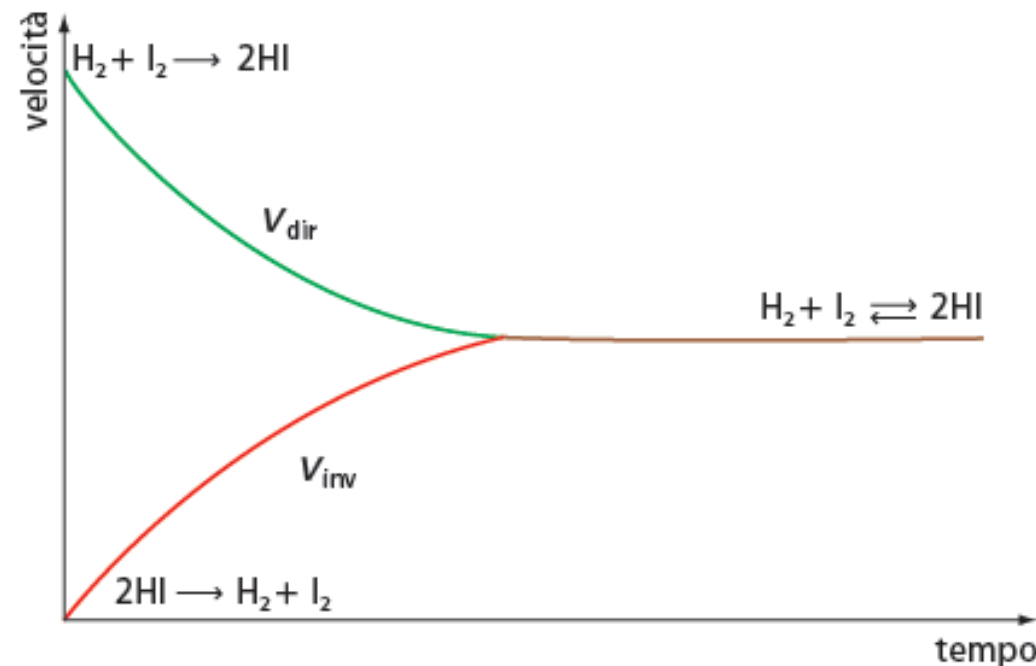
Per ottenere un equilibrio chimico è necessario:

- che la reazione chimica sia reversibile ( $\Delta G$  piccolo);
- che reagenti e prodotti si trovino in un contenitore chiuso.

- Un sistema arriva all'equilibrio quando:

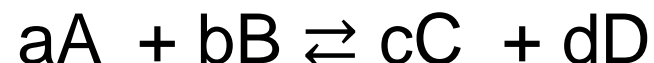
$V_{\text{reazione diretta}} = V_{\text{reazione inversa}}$

**L'EQUILIBRIO CHIMICO E' DINAMICO**





Data la reazione



All'equilibrio c'è un rapporto fisso tra le concentrazioni molari dei prodotti e dei reagenti, espresso dalla **LEGGE DI AZIONE DI MASSA**. Il valore di questo rapporto prende il nome di **costante di equilibrio** ( $K_{eq}$ ) ed è espresso dalla relazione:

Se  $K_{eq} > 1$  la reazione è spostata a ds

Se  $K_{eq} < 1$  la reazione è spostata a sn

**K dipende dalla temperatura**

$$K = \frac{[C]_{eq}^c [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b}$$

Quando un sistema è all'equilibrio e si interviene modificando una delle condizioni, il sistema si oppone al cambiamento con un'azione tale da annullare la variazione e tendere a riportare il sistema all'equilibrio.



Se aumento:

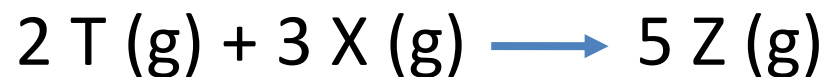
La concentrazione di un reagente la reazione si sposta a dx

La pressione la reazione si sposta a dx per diminuirla

La temperatura la reazione si sposta a sin per diminuirla

Attenzione: al variare di T cambia anche la  $K_{eq}$ .

La seguente reazione è esotermica:



Quale delle seguenti affermazioni è corretta?

- A) All'equilibrio, T e X producono Z alla stessa velocità con cui Z produce T e X
- B) Un catalizzatore aumenta la quantità di prodotto Z
- C) Un aumento di pressione causa un aumento della quantità di prodotto Z
- D) Un aumento di temperatura causa un aumento della quantità di prodotto Z
- E) L'aggiunta di Z sposta la posizione dell'equilibrio verso destra

Considerando le reazioni all'equilibrio sottostanti, in quale delle reazioni verrà prodotta una quantità maggiore di X in entrambi i casi in cui si abbia o un aumento della temperatura o un aumento della pressione?

[Si assuma che non avvenga un cambiamento di stato quando temperatura o pressione vengono cambiate]

- A)  $Q(g) + R(g) \rightleftharpoons X(g)$  la reazione diretta è esotermica
- B)  $Q(g) + R(g) \rightleftharpoons 3 X(g) + T(g)$  la reazione diretta è esotermica
- C)  $Q(g) + R(g) \rightleftharpoons 2 X(g)$  la reazione diretta è esotermica
- D)  $Q(g) + R(g) \rightleftharpoons 2 X(g) + T(g)$  la reazione diretta è endotermica
- E)  $2 Q(g) \rightleftharpoons X(g)$  la reazione diretta è endotermica