

Rischio Atmosferico

CdL in Scienze Ambientali e Naturali

esercitazione 6

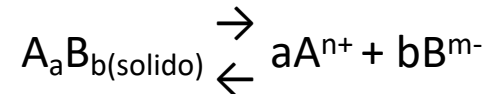
4 Maggio 2022

Dott.ssa Alessandra Fantasia
fantasia.91@hotmail.it

Solubilità e K_{ps}

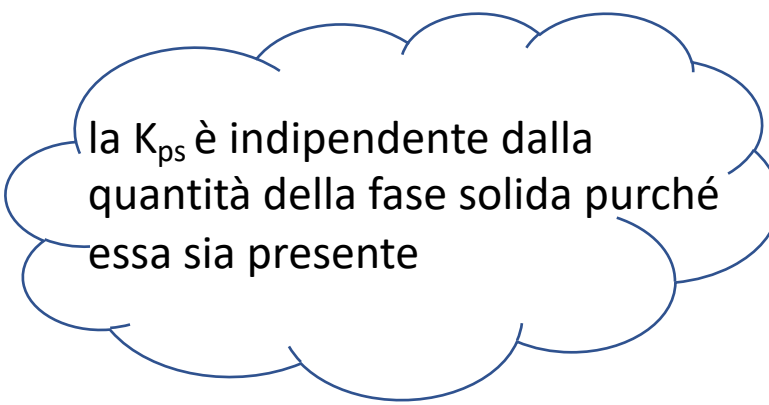
La **solubilità (mol/L)** è la quantità massima di soluto che si può sciogliere in un determinato volume di solvente. Per soluzione **satura** si intende una soluzione all'equilibrio. Cioè quando il soluto ha raggiunto la sua solubilità massima ed è presente anche come corpo di fondo.

Nelle condizioni di equilibrio della soluzione del sale poco solubile, l'equazione di dissoluzione è:



La costante relativa a questo equilibrio è indicata con K_{ps} ed è data da:

$$K_{ps} = [A^{n+}]^a [B^{m-}]^b$$



la K_{ps} è indipendente dalla quantità della fase solida purché essa sia presente

Esercizio 1

Calcolare la concentrazione di Fe^{2+} e OH^- del $\text{Fe}(\text{OH})_2$ sapendo che la K_{ps} è $1.6 \cdot 10^{-14}$

Esercizio 1

Calcolare la concentrazione di Fe^{2+} e OH^- del $\text{Fe}(\text{OH})_2$ sapendo che la K_{ps} è $1.6 \cdot 10^{-14}$

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = x(x)^2 \\ &= 1.6 \cdot 10^{-14} = x^3 \\ x &= 2.52 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{Fe}^{2+}] &= [2.52 \cdot 10^{-5}] \\ [\text{OH}^-]^2 &= [6.35 \cdot 10^{-10}] \end{aligned}$$

pH

Il pH è un indice della concentrazione degli ioni H^+ di una soluzione (più esattamente il logaritmo decimale negativo della concentrazione molare degli ioni H^+ nella soluzione: $pH = -\log [H^+]$)

Un acido forte si dissocia completamente, per cui, conoscendo la concentrazione dell'acido, ricaviamo facilmente il pH della soluzione.

Per esempio, l'acido cloridrico HCl si dissocia completamente in acqua:



per cui in una soluzione 0,1 M (ossia 10^{-1} M) di HCl, si avrà un'uguale concentrazione di H^+ (10^{-1} M) e il pH sarà:

$$pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$$

pH

Un acido debole (HA), invece, non si dissocia completamente e la $[H^+]$ non sarà uguale alla concentrazione dell'acido e bisogna tener conto della costante di dissociazione acida K_a :

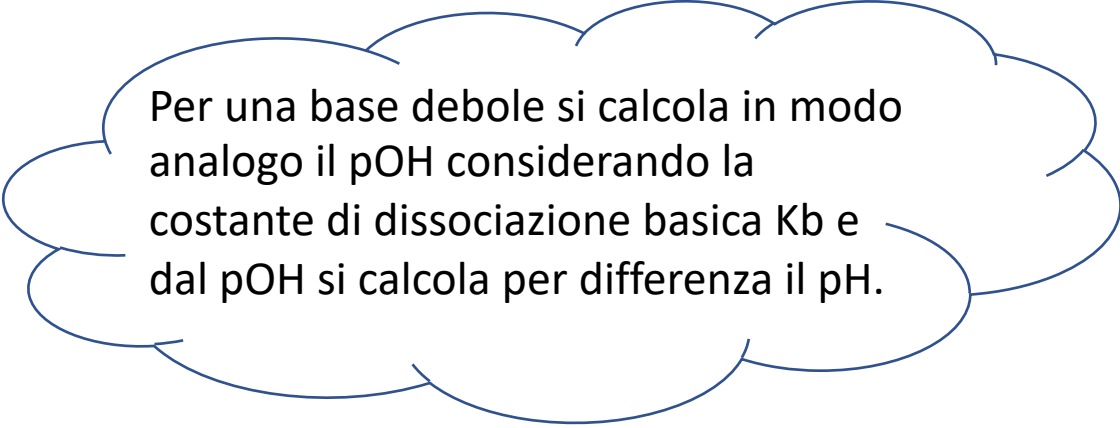
$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

All'equilibrio, la concentrazione di H^+ e A^- è uguale, per cui:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HA]}$$

la $[HA]$ in forma indissociata, all'equilibrio, è quasi coincidente alla concentrazione dell'acido nella soluzione (essendo l'acido debole, la maggior parte delle molecole è in forma indissociata HA), per cui:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]} \quad \text{da cui:} \quad pH = -\log \sqrt{K_a \cdot [HA]}$$



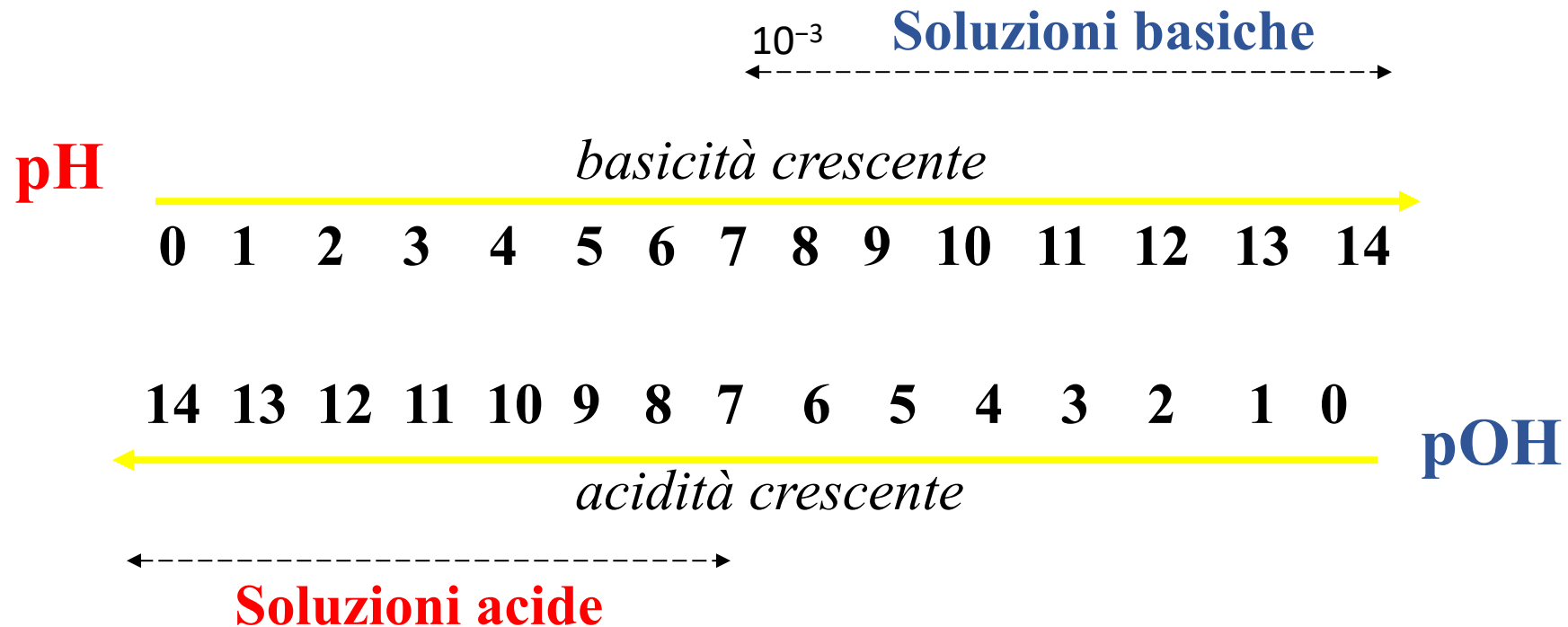
Per una base debole si calcola in modo analogo il pOH considerando la costante di dissociazione basica K_b e dal pOH si calcola per differenza il pH.

La scala di pH

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w = 14$$



Esercizio 2

Calcola la concentrazione degli ioni $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in una soluzione acquosa avente una concentrazione di ioni $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ e stabilisci se questa soluzione è acida o basica.

Esercizio 2

Calcola la concentrazione degli ioni $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in una soluzione acquosa avente una concentrazione di ioni $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ e stabilisci se questa soluzione è acida o basica.

Dal prodotto ionico dell'acqua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{[K_w]}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-6}} = 1 \cdot 10^{-8}$$

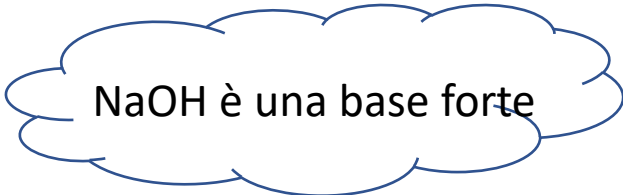
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1 \cdot 10^{-8} = 8$$



pH = 8 Soluzione basica

Esercizio 3

Calcola la concentrazione degli ioni $[H^+]$ in una soluzione acquosa contenente in 1 L 4 g di NaOH.



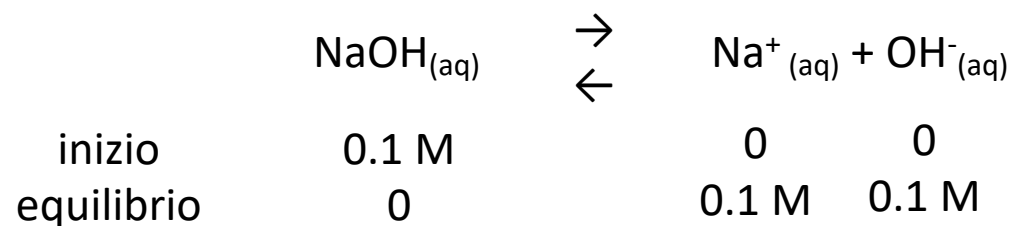
NaOH è una base forte

Esercizio 3

Calcola la concentrazione degli ioni $[H^+]$ in una soluzione acquosa contenente in 1 L 4 g di NaOH.

La massa molecolare dell'idrossido di sodio è $MM_{NaOH} = 40 \text{ g/m}$. Il numero di moli di soluto in un litro di soluzione, cioè la molarità M, è:

$M = \text{grammi} / MM = 4 / 40 = 0,1 \text{ M}$; all'equilibrio risulterà praticamente tutta dissociata:



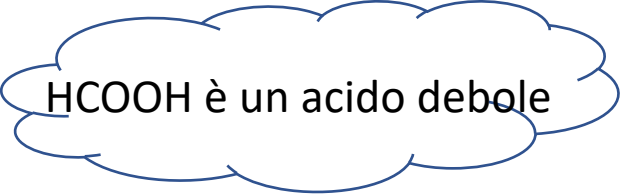
NaOH è una base forte

All'equilibrio si ha $[OH^-] = 10^{-1} \text{ M}$ quindi:

$$[H^+] = \frac{[Kw]}{[OH^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-1}} = 1 \cdot 10^{-13}$$

Esercizio 4

Calcola il pH di una soluzione 0,01 M di acido formico HCOOH , sapendo che la sua costante di equilibrio di dissociazione è $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$.



HCOOH è un acido debole

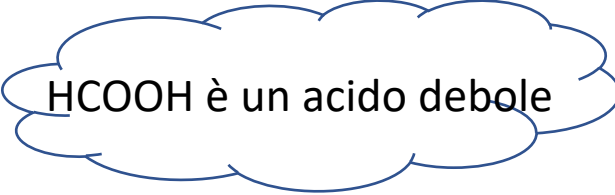
Esercizio 4

Calcola il pH di una soluzione 0,01 M di acido formico HCOOH, sapendo che la sua costante di equilibrio di dissociazione è $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$.

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$$

$$[H^+] = \sqrt{2 \cdot 10^{-4} \cdot 0.01M} = \sqrt{2 \cdot 10^{-6}} = 1.41 \cdot 10^{-3} M$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 1.41 \cdot 10^{-3} = 2.85$$



HCOOH è un acido debole

Lo stato gassoso

$$pV = nRT$$

p pressione

V volume

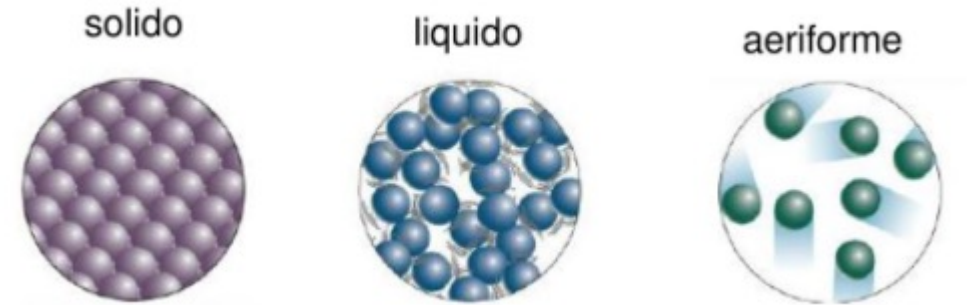
n quantità di sostanza, mole

T temperatura in *kelvin* (K)

R Costante dei gas

$$R = 8,314 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$R = 0,08206 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$



la mole è l'unità di misura della quantità di sostanza

$$\text{mole} = \text{massa (g)} / \text{massa molare (g/mol)}$$

Esercizio 5

Calcolare la pressione esercitata da 0,350 moli di un gas che occupa il volume di 500 cm³ alla temperatura di 35°C.

Esercizio 5

Calcolare la pressione esercitata da 0,350 moli di un gas che occupa il volume di 500 cm³ alla temperatura di 35°C.

$$pV = nRT$$

$$p = (nRT) / V$$

$$p = (0,350 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 308 \text{ K}) / 0,00050 \text{ m}^3$$

$$p = \mathbf{1'791'636 \text{ m}^3 \text{ Pa}}$$

OPPURE

$$p = (0,350 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ dm}^3 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 308 \text{ K}) / 0,500 \text{ dm}^3$$

$$p = \mathbf{17,7 \text{ atm}}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$500 \text{ cm}^3 = 500 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 0,00050 \text{ m}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$500 \text{ cm}^3 = 500 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ dm}^3 = 0,500 \text{ dm}^3$$

Radiazione elettromagnetica

Viene descritta dalla meccanica quantistica sia come fenomeno ondulatorio che come entità particellare (**dualismo onda-particella**)

L'energia di una radiazione è funzione della frequenza secondo l'equazione:

$$h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

$$E = h \cdot \nu$$

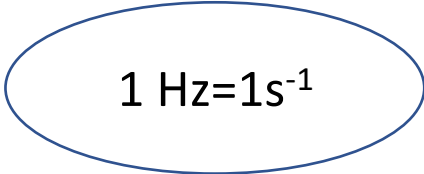
$$\nu = c / \lambda$$

E energia della radiazione [J]

ν Frequenza [Hz]

h costante di Planck [J·s]

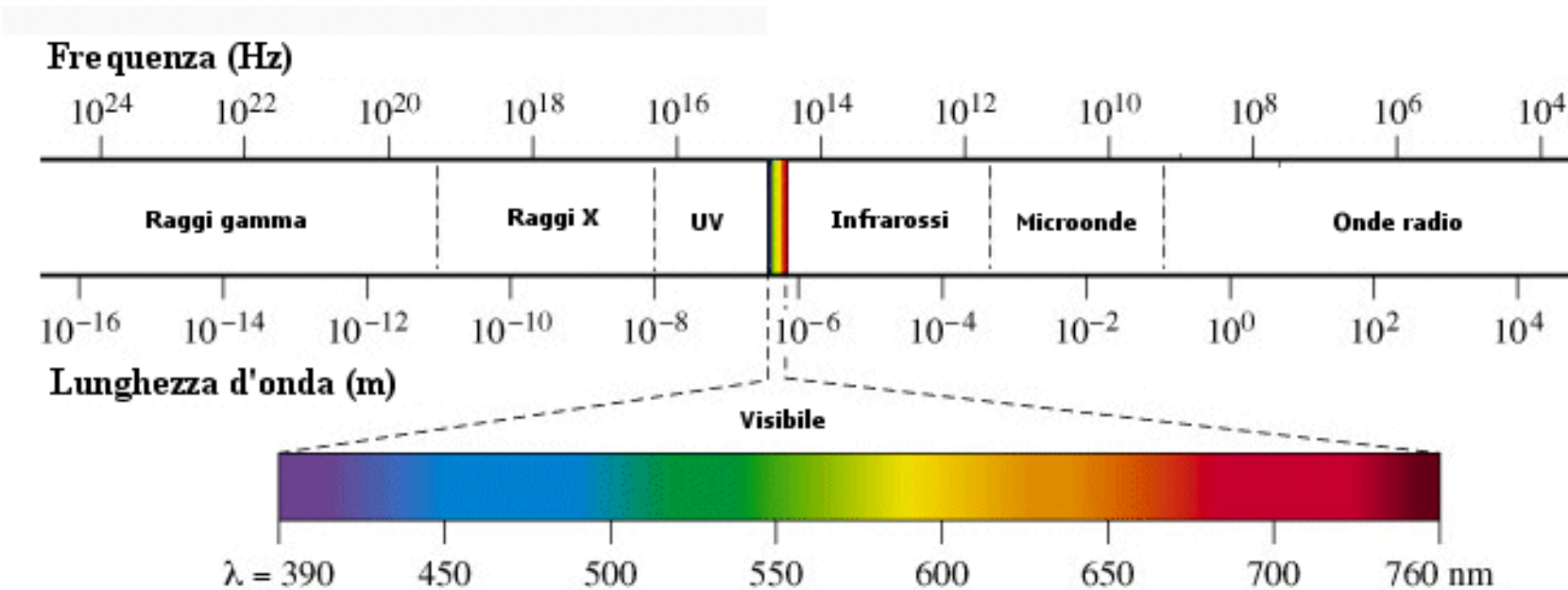
c velocità della luce nel vuoto [m/s]


$$1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$$

Radiazione elettromagnetica

$$E = h \cdot \nu \quad h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$$\nu = c / \lambda \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$



$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

Esercizio 6

Una radiazione ha una frequenza di $2.7 \cdot 10^{14}$ Hz. Calcolare la lunghezza d'onda e l'energia del fotone. In che regione dello spettro elettromagnetico ci troviamo?

Esercizio 6

Una radiazione ha una frequenza di $2.7 \cdot 10^{14}$ Hz. Calcolare la lunghezza d'onda e l'energia del fotone. In che regione dello spettro elettromagnetico ci troviamo?

$$E = h \cdot \nu$$

$$\nu = c / \lambda$$

$$1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2.7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = \mathbf{1.11 \cdot 10^{-6} \text{ m}}$$

$$E = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \cdot 2.7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = \mathbf{17.9 \cdot 10^{-20} \text{ J}}$$

Termodinamica

L'energia libera di Gibbs (**G**) è una funzione di stato data dalla differenza tra l'**entalpia** (**H**) e il prodotto tra temperatura e **entropia** (**S**);

$$G = H - TS$$

Entalpia : esprime l'energia che un sistema può scambiare con l'ambiente esterno (J)

Entropia : esprime il grado di disordine del sistema (J/mol·K)

A T e p costanti si può esprimere la variazione dell'energia libera di Gibbs come:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta H = \sum H \text{ prodotti} - \sum H \text{ reagenti}$$

$$\Delta S = \sum S \text{ prodotti} - \sum S \text{ reagenti}$$

ΔG è la variazione di energia libera di Gibbs

ΔH è la variazione di entalpia

T è la temperatura assoluta

ΔS è la variazione di entropia

Termodinamica

Spontaneità della reazione:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Tipo di reazione	ΔH	ΔS	$-T\Delta S$	spontaneità
Esotermica Con aumento di entropia	-	+	-	<u>Sempre spontanea</u> $\Delta G < 0$ sempre
Endotermica Con diminuzione di entropia	+	-	+	<u>Sempre NON spontanea</u> $\Delta G > 0$ sempre
Esotermica Con diminuzione di entropia	-	-	+	Spontanea <u>se</u> T è sufficientemente bassa
Endotermica Con aumento di entropia	+	+	-	Spontanea <u>se</u> T è sufficientemente alta

Il segno del ΔG ci fornisce indicazioni sulla spontaneità della reazione:

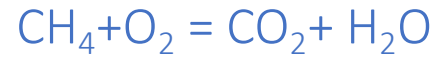
$\Delta G^\circ < 0$, l'energia libera dei prodotti è minore di quella dei reagenti → reazione spontanea

$\Delta G^\circ > 0$, l'energia libera dei prodotti è maggiore di quella dei reagenti → reazione non spontanea

$\Delta G^\circ = 0$, la reazione è all'equilibrio

Esercizio 7

Bilanciare la reazione e calcolare l'energia libera a 35°C per la seguente reazione:

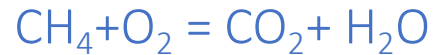


$$\Delta H = -890 \text{ kJ} ; \Delta S = -242.8 \text{ J/K}$$

La reazione è spontanea? Motivare la risposta.

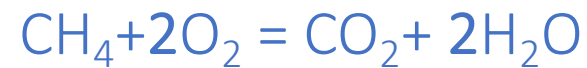
Esercizio 7

Bilanciare la reazione e calcolare l'energia libera a 35°C per la seguente reazione:



$$\Delta H = -890 \text{ kJ} ; \Delta S = -242.8 \text{ J/K}$$

La reazione è spontanea? Motivare la risposta.



$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = -890 \text{ kJ/mol} - 308 \text{ K} (-0.2428 \text{ kJ/mol K}) = -815.22 \text{ kJ/mol}$$

La reazione è spontanea perché $\Delta G < 0$

Pesata, media e deviazione standard

Lo strumento per effettuare la pesata è la bilancia.

Le bilance, in funzione della loro capacità, sono classificate:

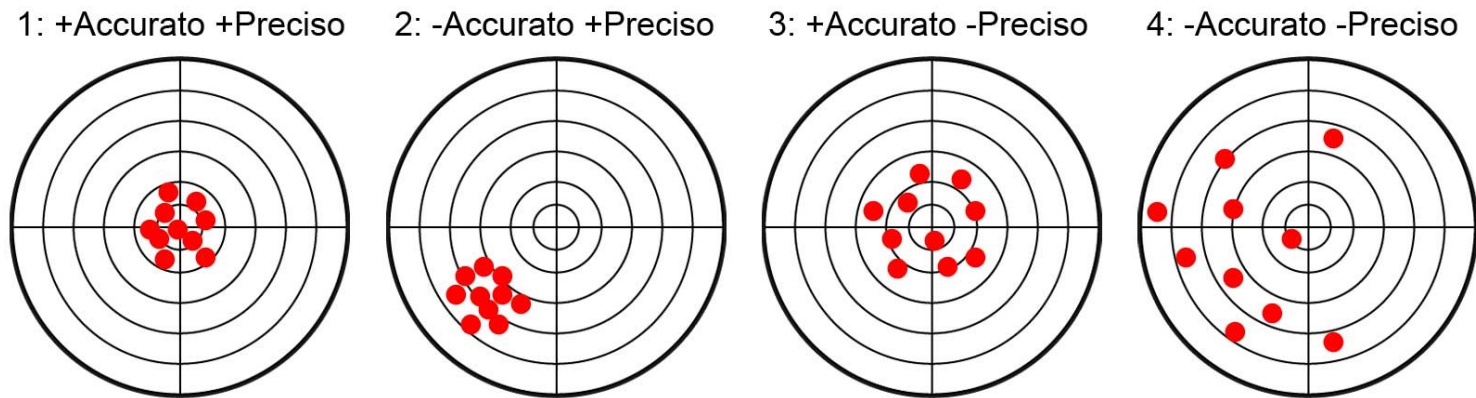
	<i>Capacità (g)</i>	<i>Precisione (mg)</i>
Tecniche (Macro)	1000-5000	10-100
Analitiche	150-200	0,1
Semimicro	10-30	0,01
Micro	0,5-3	0,001
Ultra-micro	0,025	0,0001



Pesata, media e deviazione standard

PRECISIONE è l' accordo tra i risultati di diverse misurazioni successive

ACCURATEZZA è l'accordo tra valore vero e valore sperimentale



Gli errori possono essere **casuali** o **sistematici**; quelli casuali influenzano la precisione, quelli sistematici l'accuratezza.

Pesata, media e deviazione standard

Sia dato un insieme di misure ripetute $x_1, x_2, \dots, x_N$.

Media:

$$\bar{x} = \frac{\sum_i x_i}{N}$$

Dato una serie di dati ripetuti la deviazione standard rappresenta l'incertezza della misura.

Standard deviation:

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{N-1}}$$

Esercizio 6

Una prova è stata assegnata a una classe di 5 studenti e i risultati sono 12, 55, 74, 79 e 90.

Media:

$$\bar{X} = \frac{\sum_i x_i}{N} = \frac{12+55+74+79+90}{5} = 62$$

Standard deviation:

$$\sigma = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (X_i - \bar{X})^2}{n}}$$

$$\sqrt{\frac{(-50)^2 + (-7)^2 + (12)^2 + (17)^2 + (28)^2}{5}} = 27.4$$

Pesata, media e deviazione standard

1. Controllare che la bilancia sia in bolla
2. Accendere la bilancia e controllare l'azzeramento
3. Mettere un pesafiltri sulla bilancia, leggere la tara
4. Annotare il peso della tara sul quaderno
5. Riempire il pesa-oggetti con la sostanza da pesare
6. Annotare il peso sul quaderno di laboratorio
7. Asportare l'oggetto
8. Chiudere le antine
9. Mettere in standby

Pesata, media e deviazione standard

Materiale

Bilancia analitica a 4 cifre decimali

Navicella

Oggetto da misurare

Procedimento

Pesare la navicella (tara) x 3 volte

Pesare l'oggetto x 3 volte

Calcolare media e deviazione standard