

Rischio Atmosferico

CdL in Scienze Ambientali e Naturali

esercitazione 4

12 Aprile 2022

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

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:

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

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

$$E = h \cdot \nu$$

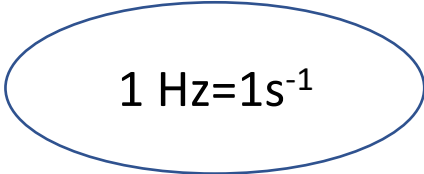
$$\nu = c / \lambda$$

E energia della radiazione [J]

ν Frequenza [Hz]

h costante di Planck [J·s]

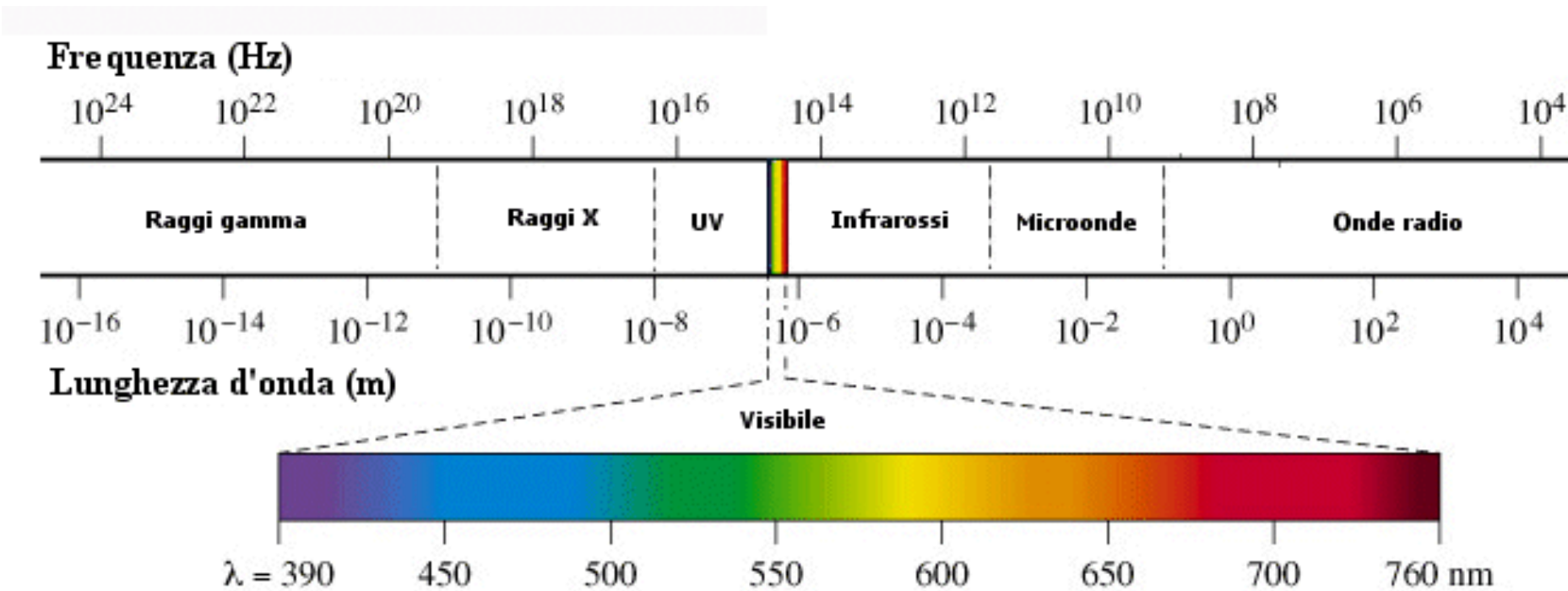
c velocità della luce nel vuoto [m/s]


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

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 1

Calcolare la lunghezza d'onda ed energia di una radiazione avente frequenza 1×10^{-7} Hz.

Esercizio 1

Calcolare la lunghezza d'onda ed energia di una radiazione avente frequenza 1×10^{-7} Hz.

$$E = h \cdot \nu$$

$$\nu = c / \lambda$$

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

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1.0 \cdot 10^{-7} \text{ s}^{-1}} = \mathbf{3 \cdot 10^{15} \text{ m}}$$

$$E = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \cdot 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ s}^{-1} = \mathbf{6.626 \cdot 10^{-41} \text{ J}}$$

Esercizio 2

Calcolare frequenza ed energia di una radiazione di lunghezza d'onda pari a 100 m.

Esercizio 2

Calcolare frequenza ed energia di una radiazione di lunghezza d'onda pari a 100 m.

$$E = h \cdot \nu$$

$$\nu = c / \lambda$$

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{100 \text{ m}} = 3 \cdot 10^6 \text{ s}^{-1}$$

$$E = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \cdot 3 \cdot 10^6 \text{ s}^{-1} = \mathbf{1.9878 \cdot 10^{-27} \text{ J}}$$

Lo stato gassoso

$$pV = nRT$$

p pressione

V volume

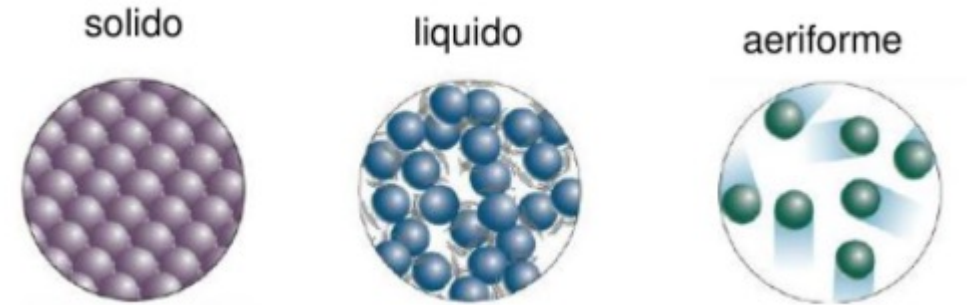
n quantità di sostanza, mole

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 3

Calcolare il volume occupato a 30°C da 1.5 mol di O₂ a pressione 1x10⁵ Pa. (Svolgere in Pa)

Esercizio 3

Calcolare il volume occupato a 30°C da 1.5 mol di O₂ a pressione 1x10⁵ Pa. (Svolgere in Pa)

$$pV = nRT$$

$$V = (nRT) / p$$

$$V = (1,50 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}) / 10^5 \text{ Pa}$$

$$V = \mathbf{0,0378 \text{ m}^3}$$

Esercizio 4

In un recipiente di 20 dm^3 sono contenute 2 moli di He. La pressione esercitata dal gas è di $2.5 \times 10^5 \text{ Pa}$.

Determinare la temperatura in gradi Celsius

Esercizio 4

In un recipiente di 20 dm^3 sono contenute 2 moli di He. La pressione esercitata dal gas è di $2.5 \times 10^5 \text{ Pa}$.

Determinare la temperatura in gradi Celsius

$$pV = nRT$$

$$T = (pV) / nR$$

$$T = (2.5 \times 10^5 \text{ Pa} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3) / (2 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$$

$$T = 300.7 \text{ K}$$

$$T = 300.7 - 273 = 27.7 \text{ }^\circ\text{C}$$

Esercizio 5

56 g di N_2 sono contenuti in un recipiente di 10 dm^3 a 27°C . Determinare la pressione esercitata dal gas
(peso atomico azoto = 14 g/mol)

Esercizio 5

56 g di N_2 sono contenuti in un recipiente di 10 dm^3 a 27°C . Determinare la pressione esercitata dal gas
(peso atomico azoto = 14 g/mol)

$$pV = nRT$$

$$p = (nRT) / V$$

$$n = g / \text{MW}$$

$$56 \text{ g} / (14 \cdot 2) \text{ g/mol} = 2 \text{ mol}$$

$$p = (2 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}) / (10 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{4.996 \cdot 10^5 \text{ Pa}}$$

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 6

Calcolare il ΔH della seguente reazione $\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{HCl}$

$\Delta H \text{ CH}_2\text{Cl}_2 = -125.8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ CO}_2 = -393 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ HCl} = -92.2 \text{ kJ/mol}$

Esercizio 6

Calcolare il ΔH della seguente reazione $\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{HCl}$

$\Delta H \text{ CH}_2\text{Cl}_2 = -125.8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ CO}_2 = -393 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ HCl} = -92.2 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H^0_{\text{prodotti}} - \sum \Delta H^0_{\text{reagenti}}$$

$$\Delta H^0 = [(-393 \text{ kJ/mol}) + 2(-92.2 \text{ kJ/mol})] - (-125.8 \text{ kJ/mol}) = 451.6 \text{ kJ/mol}$$

Esercizio 7

Il diossido d'azoto può dissociarsi parzialmente in monossido d'azoto e ossigeno monoatomico oppure totalmente nei suoi atomi costituenti azoto e ossigeno. Calcolare il ΔH_f^0 di ogni reazione.

$$\Delta H_f^0 \text{ O} = 249.2 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^0 \text{ NO}_2 = 33.2 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^0 \text{ NO} = 90.2 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^0 \text{ N} = 472.7 \text{ kJ/mol}$$

Esercizio 7

Il diossido d'azoto può dissociarsi parzialmente in monossido d'azoto e ossigeno monoatomico oppure totalmente nei suoi atomi costituenti azoto e ossigeno. Calcolare il ΔH_f^0 di ogni reazione.

$$\Delta H_f^0 \text{ O} = 249.2 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^0 \text{ NO}_2 = 33.2 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^0 \text{ NO} = 90.2 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^0 \text{ N} = 472.7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H^0_{\text{prodotti}} - \sum \Delta H^0_{\text{reagenti}}$$



$$\Delta H_f^0 = (90.2 + 249.2) \text{ kJ/mol} - (33.2) \text{ kJ/mol} = \mathbf{306.2 \text{ kJ/mol}}$$



$$\Delta H_f^0 = (472.7 + 2 \cdot 249.2) \text{ kJ/mol} - (33.2) \text{ kJ/mol} = \mathbf{937.9 \text{ kJ/mol}}$$