

# Corso di Chimica Generale

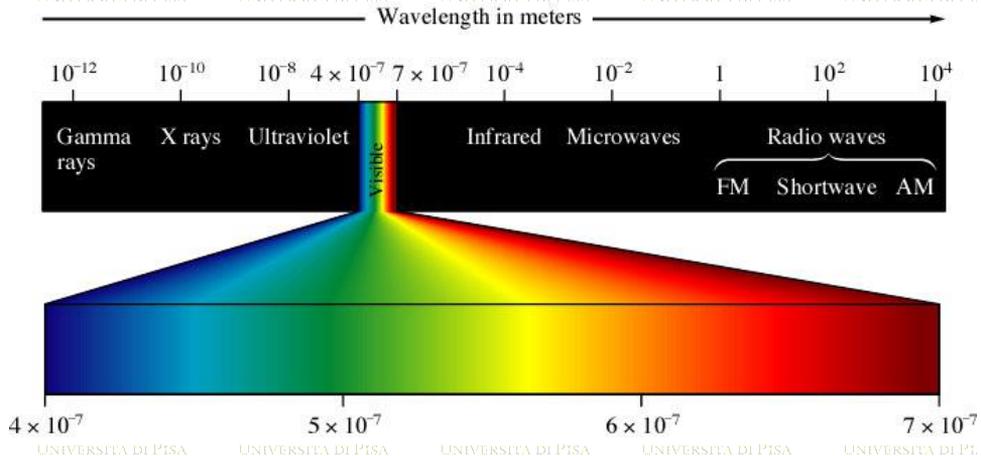
Prof. A. Martinelli



Dipartimento di Farmacia

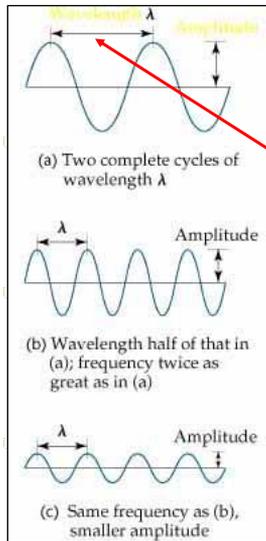
## Struttura Elettronica degli Atomi

### La Natura ondulatoria della luce



**- La luce visibile è una piccola parte dello spettro delle onde elettromagnetiche.**

# La Natura ondulatoria della luce



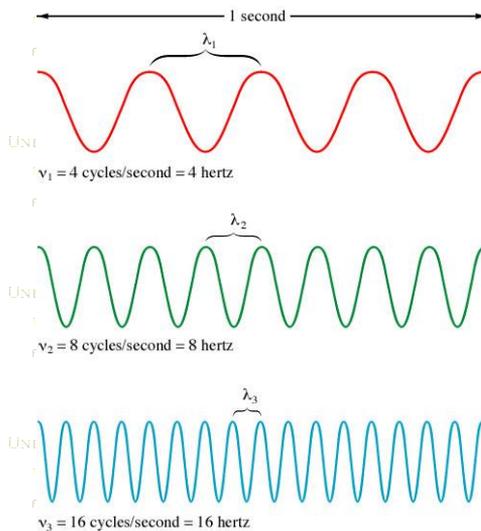
**Frequenza ( $\nu$ , nu) – Il numero di volte al secondo che un'onda completa passa per un punto**

**Lunghezza d'onda ( $\lambda$ , lambda) – La distanza tra due punti identici di due onde successive**

$$\lambda \nu = c$$

$c = \text{velocità della luce, } 2,997 \times 10^8 \text{ m/s}$

# La Natura ondulatoria della luce



**Onde di frequenze differenti**

# La Natura ondulatoria della luce

- L'energia di una radiazione elettromagnetica (luce) è **quantizzata**
- In questo modo è possibile spiegare l'emissione di un "corpo caldo"
- Max Plank teorizzò che l'energia è ceduta o assorbita da un atomo in quantità discrete (**i quanti**).

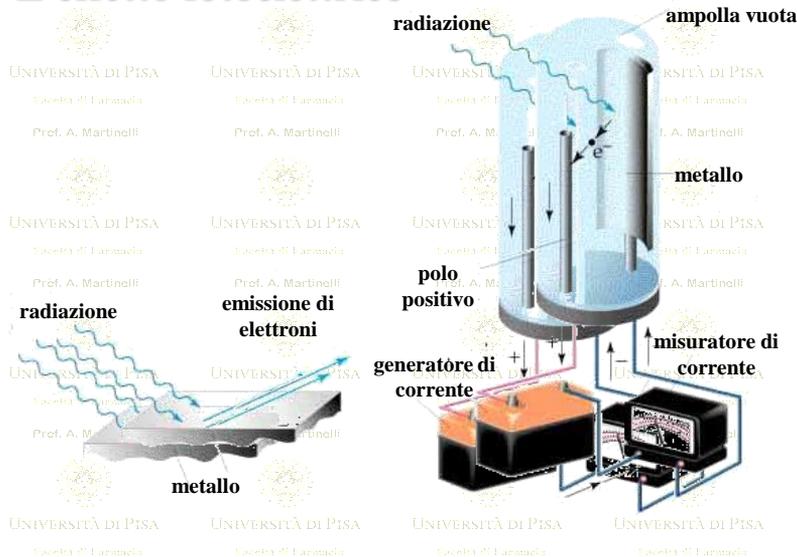
$$E = h \nu$$

$h$  = costante di Plank,  $6.63 \times 10^{-34} \text{J/s}$

- L'energia viaggia in pacchetti ( $h\nu$ ),  $2(h\nu)$ ,  $3(h\nu)$ , etc.

# Energia quantizzata e Fotoni

## L'effetto fotoelettrico



# Energia quantizzata e Fotoni

## L'effetto fotoelettrico

- L'effetto fotoelettrico è una prova della natura corpuscolare della luce.



Luce come fenomeno ondulatorio



Luce come fascio di fotoni

# Energia quantizzata e Fotoni

## L'effetto fotoelettrico

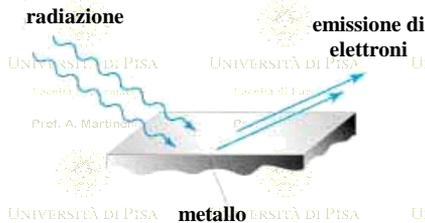
- L'effetto fotoelettrico è una prova della quantizzazione della luce.

- Quando la luce colpisce la superficie di un metallo c'è un punto in cui gli elettroni sono espulsi dal metallo.

- Gli elettroni sono emessi solo quando viene raggiunta una certa soglia di frequenza.

- Sotto questa soglia nessun elettrone viene emesso.

- Sopra la soglia il numero di elettroni emessi è proporzionale all'intensità della luce.



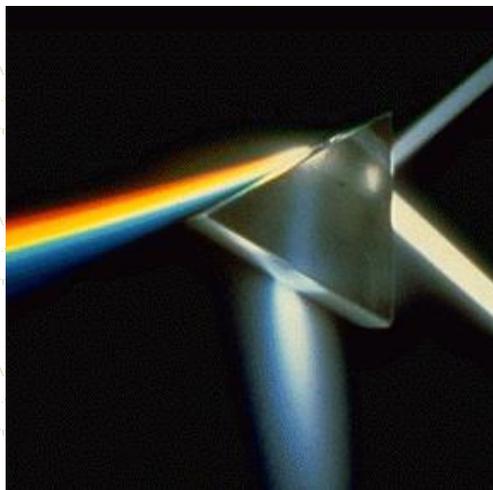
# Energia quantizzata e Fotoni

## L'effetto fotoelettrico

- Einstein assunse che l'energia viaggia in pacchetti chiamati fotoni.
- L'energia di un fotone è  $E = hv$ .
- Questo significa che l'energia di un fotone dipende dalla frequenza della radiazione.
- L'intensità della luce è proporzionale al numero di fotoni, ma l'energia della luce e quindi gli effetti che può produrre dipende dalla frequenza, cioè dal "colore".
- La luce violetta è più energetica della luce rossa, ancora di più la luce ultravioletta (U.V.)

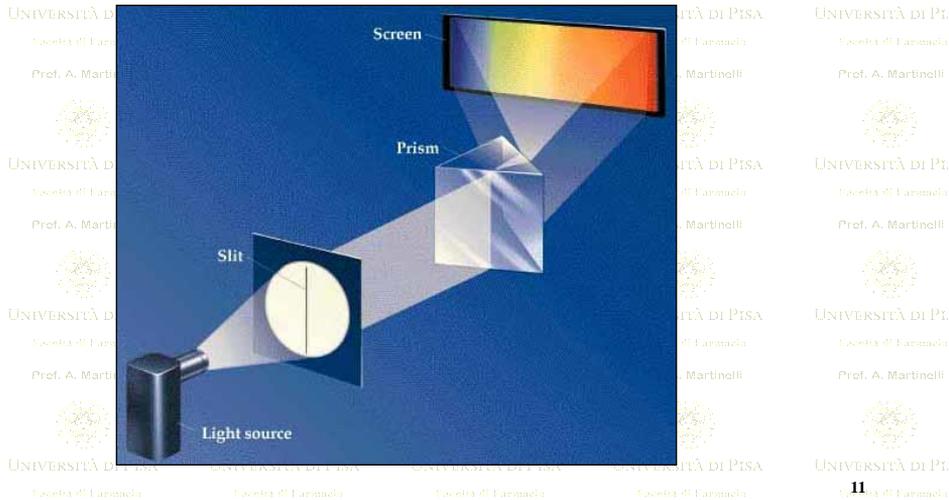
# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

## La luce può essere decomposta con un prisma



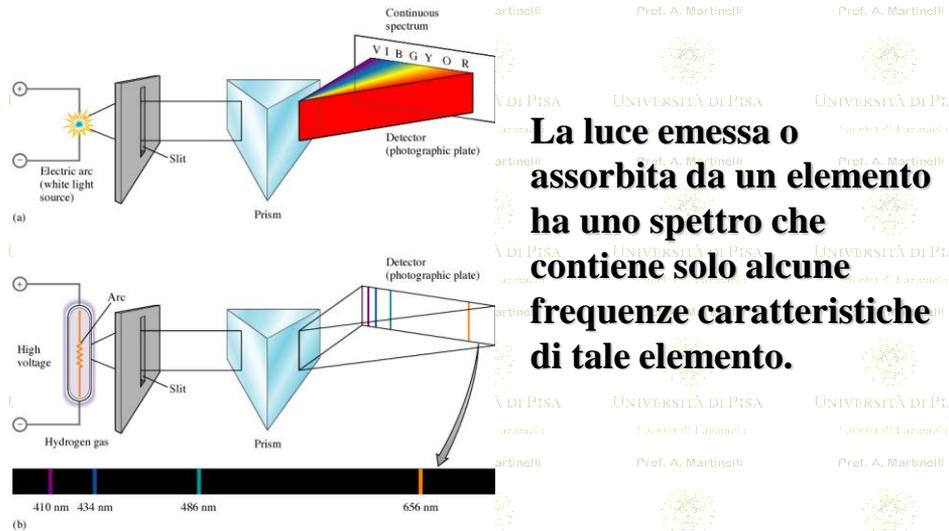
# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

La luce bianca è uno spettro continuo contenente tutte le frequenze.



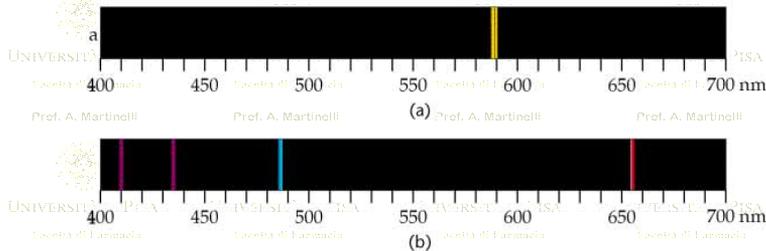
# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

La luce emessa o assorbita da un elemento ha uno spettro che contiene solo alcune frequenze caratteristiche di tale elemento.



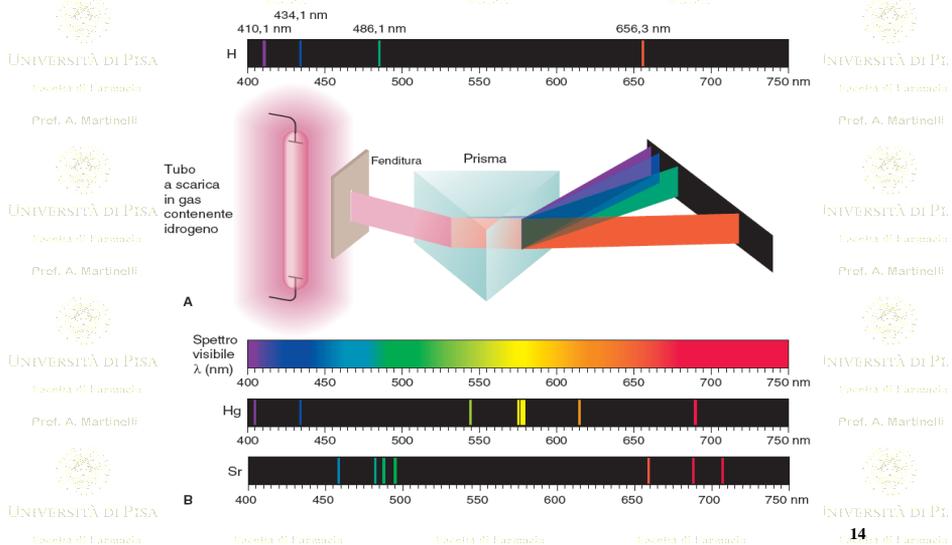
# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

L'idrogeno ha lo spettro più semplice.



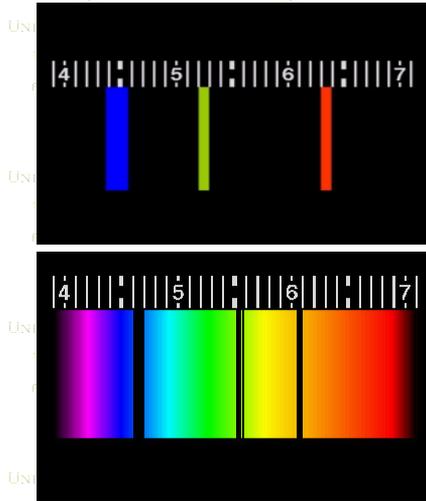
# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

Altri elementi hanno spettri più complessi



# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

## Spettri a righe



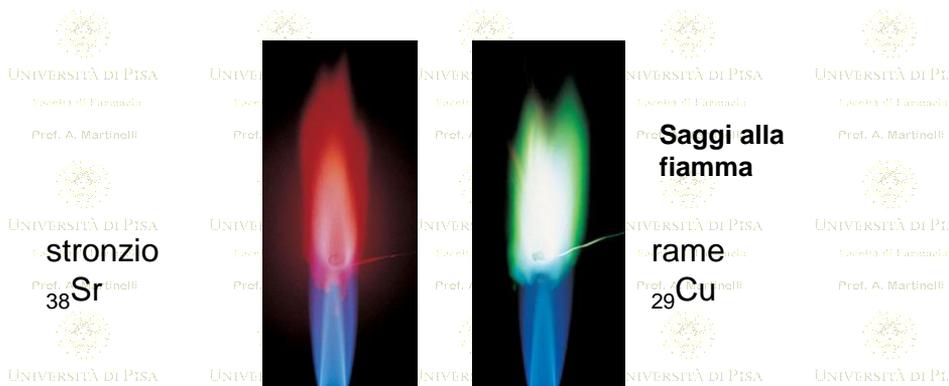
**Spettro di emissione:**

solo alcune frequenze sono visibili, il resto dello spettro è nero.

**Spettro di assorbimento:**

tutte le frequenze sono visibili, tranne quelle assorbite.

15

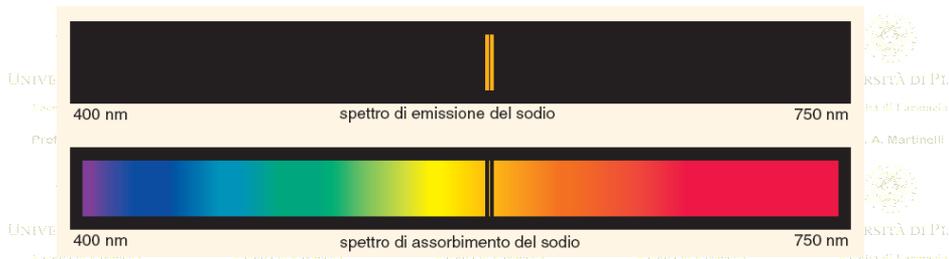


**Saggi alla fiamma**

stronzio  
 ${}_{38}\text{Sr}$

rame  
 ${}_{29}\text{Cu}$

**Spettro di emissione e spettro di assorbimento degli atomi di sodio**



spettro di emissione del sodio

spettro di assorbimento del sodio

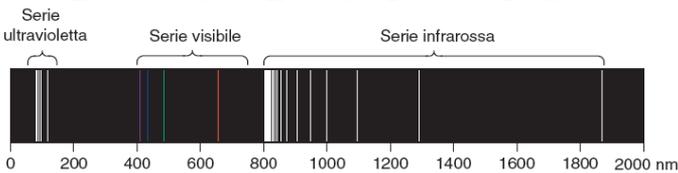


## Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

**Equazione di Rydberg**

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

**$R$  è la costante di Rydberg  $= 1.096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$**



Per la serie visibile,  $n_1 = 2$  e  $n_2 = 3, 4, 5, \dots$

# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

## Il modello atomico di Bohr

- Ogni elettrone si muove attorno al nucleo con un'orbita circolare.
- L'energia di un elettrone può assumere solo alcuni valori che corrispondono a determinate orbite (è **quantizzata**).

$$E = \frac{-kz^2}{n^2}$$

$$k = 2.179 \times 10^{-18} \text{J}$$

$z$  = numero atomico

$n$  = numero intero che identifica una orbita

# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

## Il modello atomico di Bohr

- Ogni elettrone si muove attorno al nucleo con un'orbita circolare.
- L'energia di un elettrone può assumere solo alcuni valori che corrispondono a determinate orbite (è **quantizzata**).

$$\text{radius} = \frac{n^2 a_0}{z}$$

$$a_0 = 0.529 \text{ angstroms}$$

$z$  = numero atomico

$n$  = numero intero che identifica una orbita

# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

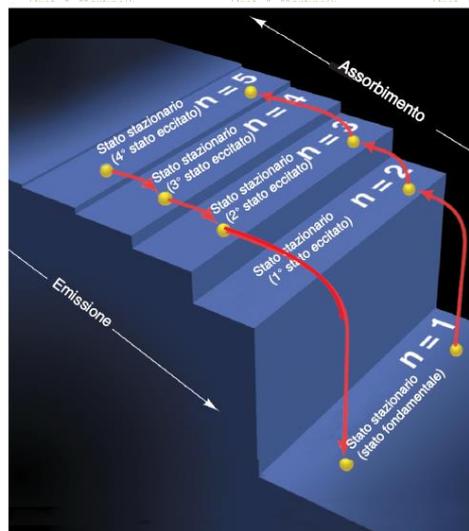
## Il modello atomico di Bohr

- Il momento angolare (e quindi l'energia) è quantizzato.
- La prima orbita nel modello di Bohr corrisponde a  $n=1$ , è quella con l'energia più bassa ed è la più vicina al nucleo.
- L'orbita più lontana dal nucleo ha  $n$  uguale ad infinito ed energia uguale a zero.
- Gli elettroni nel modello di Bohr possono muoversi solo da un'orbita all'altra assorbendo o emettendo quanti di energia ( $h\nu$ ).
- L'energia scambiata durante il salto da un'orbita ( $i$ ) ad un'altra ( $f$ ) è:

$$\Delta E = E_f - E_i = h\nu$$

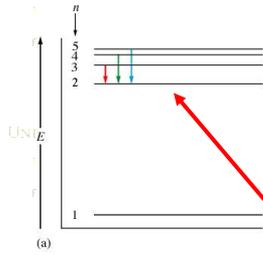
21

# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno



22

# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

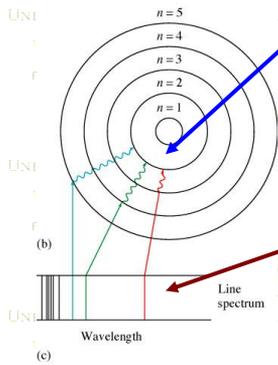


## Il modello atomico di Bohr

L'elettrone salta da un'orbita ad un'altra più bassa,

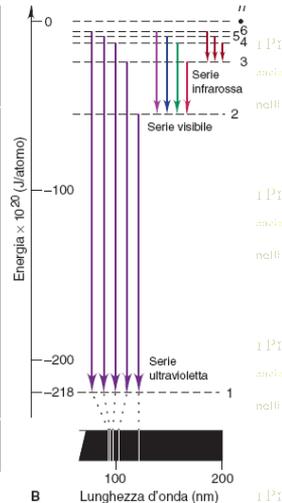
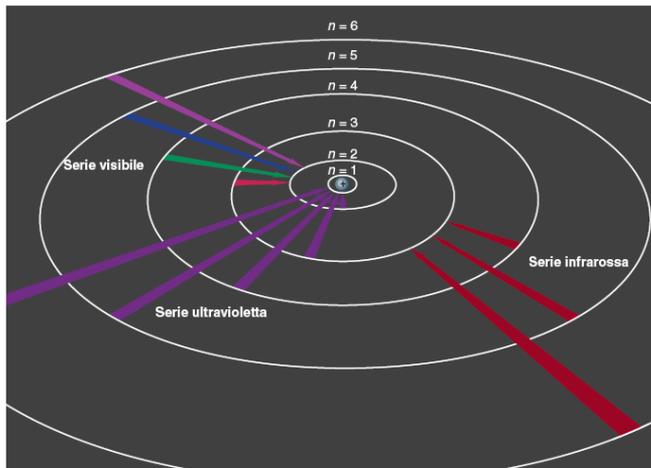
perde un quanto di energia  
 $E = E(f) - E(i) = h\nu$ ,

emette un quanto di luce di frequenza  $\nu$ .



# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

## La spiegazione di Bohr delle tre serie di righe spettrali



# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

## Il modello atomico di Bohr

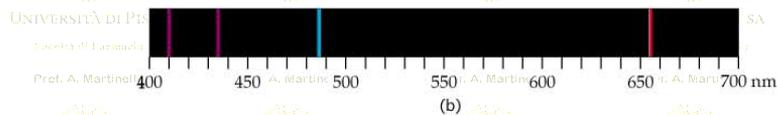
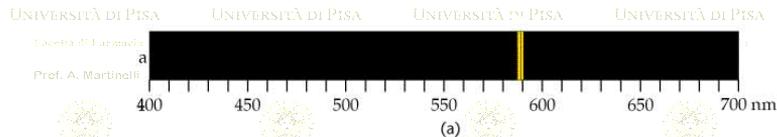
**Stato fondamentale** – quando l'elettrone sta nell'orbita più bassa possibile (quella più stabile).

**Stato eccitato** – Quando un elettrone, avendo assorbito energia da una fonte esterna salta in un'orbita più alta (quindi meno stabile).

# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

## Il modello atomico di Bohr

- Poiché gli stati energetici che può assumere l'elettrone sono **quantizzati**, anche le frequenze emesse o assorbite, **che sono proporzionali alle differenze di energia degli stati**, sono **quantizzate**.



# Modello di Bohr per l'atomo di idrogeno

Il modello atomico di Bohr consente il calcolo dello spettro dell'idrogeno.

$$\begin{aligned} E(\text{light}) &= |E_1 - E_2| \\ &= \left( \frac{kz^2}{n_1^2} - \frac{kz^2}{n_2^2} \right) \\ &= kz^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \\ &= 2.179 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \end{aligned}$$

ma solo di quello .....