

TAVOLA PERIODICA

storia

La scoperta degli elementi ha seguito un lungo processo a partire dai tempi antichi.

Gli elementi chimici ad oggi noti sono oltre un centinaio: alcuni hanno accompagnato la storia dell'uomo, altri sono stati prodotti artificialmente. I primi elementi scoperti furono elementi come il Carbonio, l'Oro (Maschera di Agamennone del XVI a.C.), Rame (Cu, usato in antichissime civiltà molti millenni a.C.), Zolfo (S, citato già nella Genesi), Piombo (usato per le tubature di epoca romana), Ferro. Altri elementi radioattivi e intrinsecamente instabili come il tecnezio.

La maggior parte degli elementi, anche se stabili, è presente in natura sotto svariate forme e incorporati in numerosi composti.

All'inizio del diciannovesimo secolo, i progressi della chimica resero possibile l'isolamento degli elementi dai composti che li contenevano: il numero di elementi conosciuti passò da 31 (1800) a 63 (1865)

Nel 1869, Dmitrij Ivanovic Mendeleev (1834-1907) in Russia e Lothar Meyer in Germania pubblicarono schemi di classificazione molto simile. Infatti, entrambi notarono che proprietà fisiche e chimiche simili ricorrono periodicamente quando gli elementi sono ordinati secondo il loro peso atomico crescente. Tuttavia, gli scienziati a quel tempo non erano ancora a conoscenza del numero atomico. Bisogna però ricordare che i pesi atomici aumentano con l'aumentare del numero atomico, quindi i due scienziati sistemarono gli elementi nell'ordine corretto, diventando così i precursori della moderna tavola periodica.

Nel 1913, Rutherford propose il modello nucleare dell'atomo, il fisico inglese Henry Moseley (1887-1915) sviluppò il concetto dei numeri atomici che identificò correttamente come il numero di protoni nel nucleo dell'atomo.

L'UNESCO ha proclamato il 2019 "Anno Internazionale della Tavola Periodica degli Elementi" per festeggiare i 150 anni dalla pubblicazione della famosa tabella dello scienziato russo Dmitri Mendeleev.

Nel 2019 ricorre inoltre il centenario della nascita di Primo Levi che fu chimico e scrittore, vittima e lucido testimone della tragedia della Shoah, i cui libri più noti a livello internazionale sono certamente "Se questo è un uomo", un resoconto scientifico della tragedia dei lager, e "Il Sistema Periodico" una serie di affascinanti racconti dedicati appunto agli elementi e dunque è evidente lo strettissimo legame che unisce questi due anniversari.

struttura

La tavola periodica è formata da

- 7 file orizzontali: periodi
- 18 colonne verticali: gruppi
- 2 file separate per: Lantanidi e Attinidi

Gruppo 1 (I_A) : metalli alcalini

Gruppo 2 (II_A) : metalli alcalino-terrosi

Gruppo 16 (VI_B) : calcogeni

Gruppo 17 (VII_B) : alogeni

Gruppo 18 (VIII_B) : gas rari o gas nobili

Da Z=21 (Sc) a Z=30 (Zn) 1° serie ↘

Da Z=39 (Y) a Z=48 (Cd) 2° serie ⇨ metalli di transizione (riempimento degli orbitali 3d, 4d, 5d)

Da Z=57 (La) a Z=80 (Hg) 3° serie ↗

Da Z=58 (Ce) a Z=71 (Lu) lantanidi ⇨ elementi di transizione interna (riempimento degli orbitali 4f e 5f)

Da Z=90 (Th) a Z=103 (Lr) attinidi ↗

le proprietà

Le proprietà hanno un andamento periodico e si dividono in:

- **proprietà fisiche**
 - Raggi atomici e raggi ionici
 - Energia di ionizzazione
 - Affinità elettronica
 - Elettronegatività
 - Carattere metallico
 - T_{fus} e T_{eb}
- **proprietà chimiche**
 - stati di ossidazione
 - reattività
 - stabilità di composti
 - caratteristiche dei composti

Tipicamente, gli elementi possiedono caratteristiche comuni con gli elementi vicini che occupano la stessa colonna della tavola periodica.

Le proprietà degli atomi sono funzioni periodiche del loro numero atomico Z . Gli elementi vengono ordinati con Z crescente, in modo da avere incolonnati atomi che hanno configurazione elettronica di valenza simile.

Gli elementi posizionati nella stessa colonna contengono infatti lo stesso numero di elettroni nei loro orbitali di valenza.

Molte delle proprietà elettroniche degli atomi dipendono non solo dalla configurazione elettronica, ma anche dalla forza con cui gli elettroni più esterni sono attratti dal nucleo. La legge di Coulomb afferma che la forza di attrazione tra due cariche elettroniche dipendono dal segno e dalla grandezza delle cariche e dalla loro distanza.

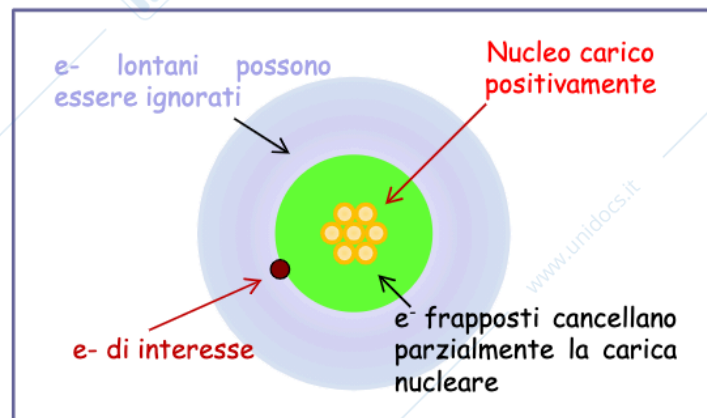
CARICA NUCLEARE EFFIMERA

Molte delle proprietà elettroniche degli atomi dipendono non solo dalla loro configurazione elettronica, ma anche dalla forza con cui gli elettroni più esterni sono attratti dal nucleo.

La forza di attrazione tra un elettrone e il nucleo dipende dalla grandezza della carica nucleare effimera esercitata sull'elettrone e dalla distanza media nucleo-elettrone. La forza attrattiva aumenta quando la carica nucleare aumenta e diminuisce quando gli elettroni si muovono più lontano dal nucleo.

Ogni elettrone di un atomo multielettronico è schermato dal nucleo degli elettroni. Quindi sperimenta un'attrazione netta più piccola di quanto non sperimenterebbe in assenza degli altri elettroni perché ogni elettrone è simultaneamente attratto dal nucleo e respinto dagli altri elettroni che annullano alcune delle attrazioni tra l'elettrone e il nucleo.

La capacità degli elettroni di orbitali a bassa energia (più vicini al nucleo) di schermare, diminuendola, la carica nucleare sentita dagli elettroni di orbitali di più alta energia è chiamata **schermo elettronico**.



Carica nucleare effettiva

La **carica nucleare effimera** sperimentata da un elettrone all'interno di un atomo è definita come la differenza tra il numero atomico Z (il numero di cariche positive presenti nel nucleo) e l'effetto di schermo elettronico σ .

$$Z_{\text{eff}} = Z - \sigma$$

σ è un numero positivo chiamato costante di schermo, proporzionale al

numero di elettroni interni che schermano quelli più esterni. Maggiore è la carica nucleare effettiva, maggiore è l'attrazione del nucleo sugli elettroni esterni e minore è il raggio atomico.

Proprio per la presenza dello schermo elettronico, la carica nucleare effimera è sempre minore della carica nucleare reale.

DIMENSIONI ATOMICHE O RAGGIO ATOMICO

Una delle proprietà importanti di un atomo è la sua dimensione. Gli atomi anche se li schematizziamo come sfere, in realtà non hanno confini ben definiti oltre i quali la distribuzione elettronica diventa nulla. Tuttavia, possiamo basarci sulle distanze tra atomi. Il raggio atomico di non legame o raggio di Van Der Waals è definito come la distanza minima tra due atomi non legati tra loro. Nelle molecole, esiste un'interazione attrattiva fra gli atomi che prende il nome di legame chimico e ciò porta i due atomi ad avvicinarsi di più rispetto ad un'interazione di non legame. Possiamo quindi definire il raggio atomico di legame come metà della distanza d che separa i centri di atomi uguali adiacenti considerati come sfere. I nuclei non possono avvicinarsi l'un l'altro a causa della repulsione tra elettroni interni presenti sui due atomi. Tuttavia, il raggio atomico di legame è più piccolo del raggio atomico di non legame.

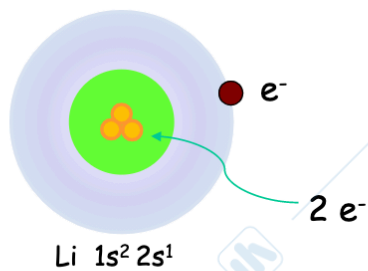
Gli scienziati hanno sviluppato diversi modi sperimentali per misurare r :

Tecniche di diffrazione di raggi X per solidi cristallini

Tecniche spettroscopiche per sostanze liquide o gassose

PROPRIETÀ RAGGIO ATOMICO

- R aumenta lungo il gruppo perché aumenta (riempimento di gusci superiori) dall'alto verso il basso. L'andamento è conseguente all'aumento del numero quantico principale (n) degli elettroni più esterni. Scendendo lungo un gruppo il valore di Z_{eff} non cambia significativamente mentre aumenta il numero quantico principale degli elettroni di valenza (del guscio più esterno). Questi vengono a trovarsi sempre più distanti dal nucleo : il raggio aumenta.
- R diminuisce lungo il periodo perché aumenta l'attrazione del nucleo a parità del numero quantico principale (n). Il fattore che influenza questo dato è l'aumento della carica nucleare effimera che aumenta lungo la riga, in quanto maggiore sarà la Z_{eff} e maggiore sarà l'attrazione degli elettroni di valenza da parte del nucleo con diminuzione del raggio atomico.

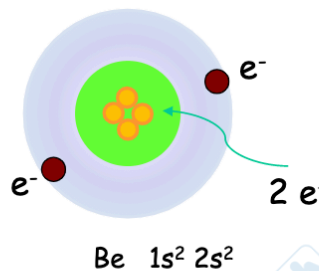


$$Z = 3$$

carica nucleare effettiva che agisce sull'elettrone esterno:

$$Z_{\text{eff}} = 3e^+ - 2e^- = e^+$$

raggio atomico 1.5 \AA



$$Z = 4$$

carica nucleare effettiva che agisce su ciascuno dei due elettroni esterni:

$$e^+ < Z_{\text{eff}} < 2e^+$$

raggio atomico 1.2 \AA

Procedendo lungo il periodo:

- ✓ la carica nucleare effettiva aumenta mentre il numero quantico principale rimane costante
- ✓ gli elettroni che appartengono allo stesso guscio hanno un effetto schermante reciproco piuttosto scarso
- ✓ gli elettroni esterni subiscono una maggiore attrazione verso il nucleo, il che comporta una progressiva riduzione delle dimensioni atomiche.

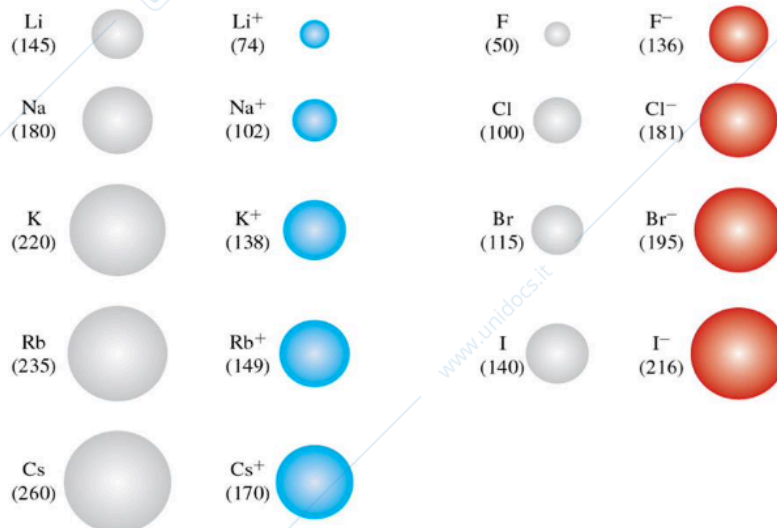
RAGGIO IONICO

Le dimensioni ioniche dipendono dalla carica nucleare, dal numero di elettroni che possiede e dagli orbitali nei quali si trovano gli elettroni di valenza.

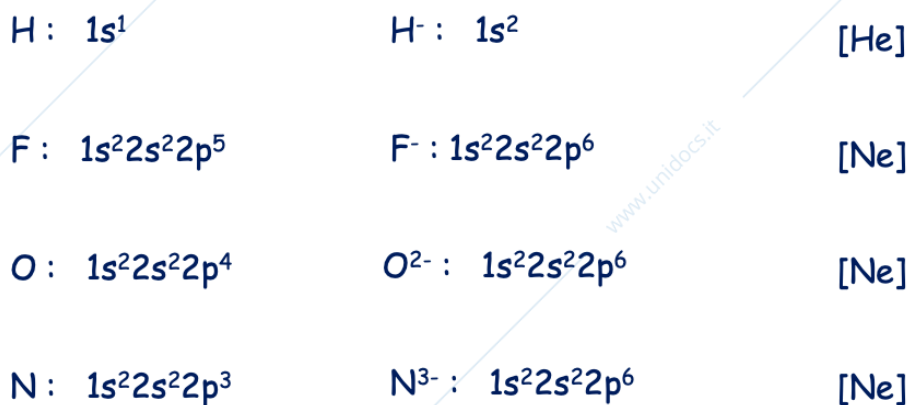
Così come i raggi atomici, i raggi ionici possono essere determinati dalle distanze tra ioni nei composti ionici.

- negli **ANIONI**: formando un anione da un atomo neutro, gli elettroni vengono aggiunti negli orbitali non completamente riempiti dell'atomo, e la configurazione elettronica che ne deriva è di tipo gas nobile.. Viene così aumentato il numero di repulsioni elettrone-elettrone che allontana gli elettroni nello spazio. Ne consegue che *gli anioni sono più grandi dell'atomo neutro da cui provengono.*
- nei **CATIONI**: formando un catione da un atomo neutro, gli elettroni vengono rimossi dagli orbitali atomici occupati più lontani

dal nucleo, ovvero quelli a più alta energia in modo tale da raggiungere la configurazione elettronica da gas nobile. Viene ridotto così il numero di repulsioni elettrone-elettrone. Ne consegue che *i cationi sono più piccoli dell'atomo neutro da cui provengono.*



Le configurazioni elettroniche dello stato fondamentale dei cationi e anioni monoatomici possono essere scritte come per gli atomi, usando il principio di esclusione di Pauli e la regola di Hund.

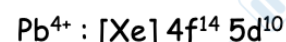
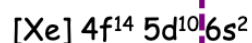
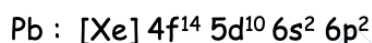
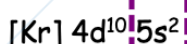
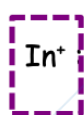


cationi



16

In alcuni metalli pesanti non di transizione, come l'indio (In, Z=49) o il piombo (Pb, Z= 82) è possibile avere due diversi tipi di catione, a causa della stabilità del livello s pieno.

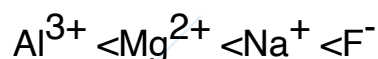
effetto coppia inerte

La stabilità della coppia di elettroni interni nell'ultimo orbitale s (chiamata coppia inerte) in In⁺ e Pb²⁺ è il risultato di effetti relativistici e si osserva solo negli atomi più pesanti dei gruppi 3A (ovvero 13°) e 4A (ovvero 14°).

- Per **gli ioni che portano la stessa carica**, le dimensioni aumentano scendendo lungo i gruppi della tavola periodica. All'aumento del numero quantico principale, aumenta il raggio dello ione.

Una serie isolettronica è un gruppo di ioni tutti contenenti lo stesso numero di elettroni. Poiché il numero di elettroni rimane costante, il raggio dello ione diminuisce all'aumentare della carica nucleare, dal momento che gli elettroni sono attratti più fortemente dal nucleo.

Tra gli ioni isoelettronici i metalli alcalini hanno il raggio più grande di qualsiasi altro catione, ma più piccolo di qualsiasi anione:



ENERGIA O POTENZIALE DI IONIZZAZIONE

L'energia di ionizzazione di un atomo o di uno ione è l'energia minima richiesta per rimuovere un elettrone dallo stato fondamentale di un atomo o di uno ione isolato allo stato gassoso. Tutte le energie di ionizzazione sono positive: gli atomi devono assorbire energia per rimuovere un elettrone.

In generale, l'energia di prima ionizzazione, I , è l'energia necessaria per allontanare il primo elettrone da un atomo neutro.

L'energia di seconda ionizzazione, I' , è l'energia necessaria per allontanare il secondo elettrone dallo ione.

Tanto più è maggiore l'energia di ionizzazione, più difficile è rimuovere un elettrone. Infatti i valori di I aumentano quando gli elettroni sono rimossi uno dopo l'altro.

$$I \text{ (I ionizzazione)} < I' \text{ (II ionizzazione)} < I'' \text{ (III ionizzazione)}$$

Ogni elemento presenta un forte incremento dell'energia di ionizzazione quando viene rimosso il primo degli elettroni interni. Da questa osservazione consegue l'idea che gli elettroni più esterni sono coinvolti nella condivisione e nel trasferimento di elettroni che originano il legame chimico e le reazioni. Gli elettroni più interni sono troppo strettamente legati al nucleo per essere persi o anche condivisi con un altro atomo.

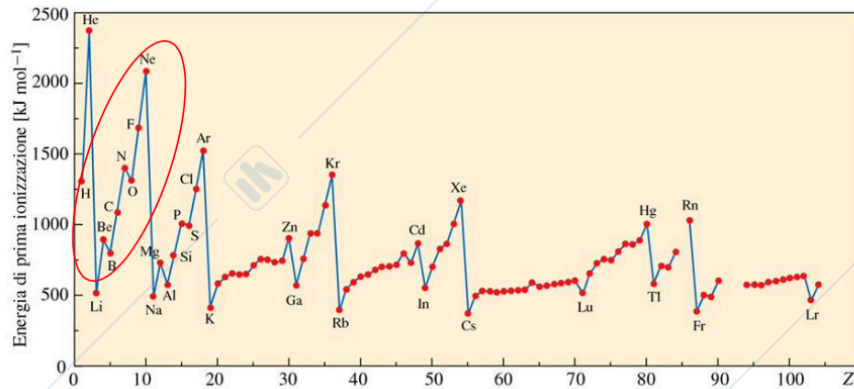
...andamenti periodici...

- 1) I generalmente aumenta da sinistra a destra lungo il periodo.
- 2) I' generalmente diminuisce dall'alto verso il basso lungo il periodo.
- 3) gli elementi del blocco s del blocco p mostrano valori I superiori a quelli dei metalli di transizione.

In generale

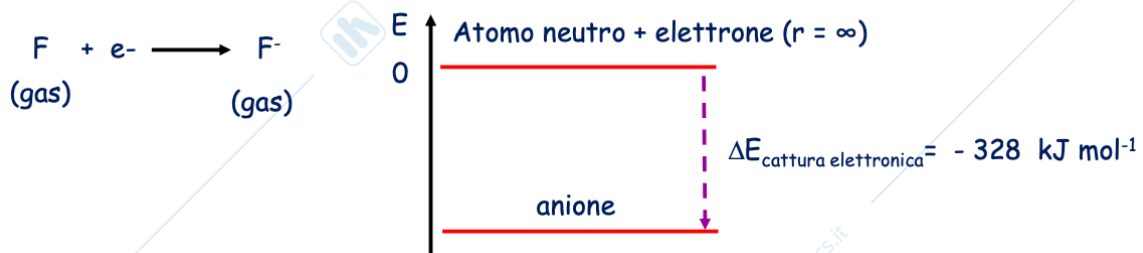
1. l'energia di ionizzazione diminuisce lungo il gruppo perché aumenta la distanza nucleo-elettrone
2. l'energia di ionizzazione aumenta lungo il periodo come effetto della diminuzione del volume atomico.

Energia di I ionizzazione (kJ mol^{-1}) degli elementi allo stato gassoso in funzione del loro numero atomico Z.



AFFINITÀ ELETTRONICA

La variazione di energia che si verifica quando un elettrone è aggiunto a un atomo gassoso è chiamata **affinità elettronica** poiché misura l'attrazione o l'affinità dell'atomo per l'elettrone aggiunto. Quando è aggiunto un elettrone si libera energia per tale motivo davanti all'energia di cattura elettronica troviamo il segno meno "-": non fa altro che indicare che l'aggiunzione di un elettrone è un processo esotermico.

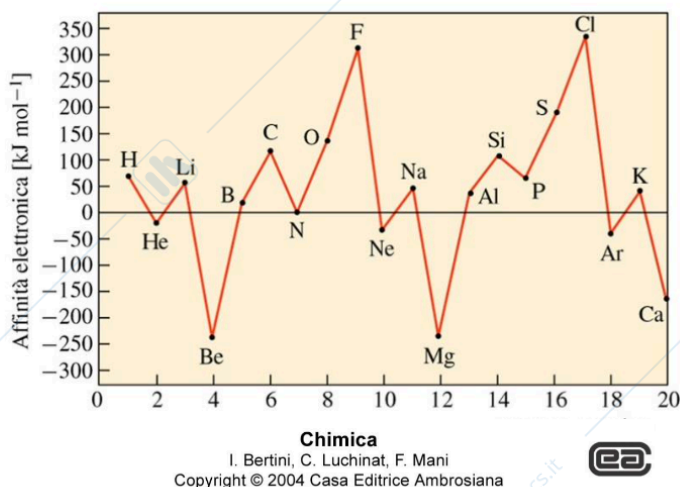


L'affinità elettronica è invece la variazione, cambiata di segno, che si ha quando un elettrone viene aggiunto a un atomo.



Tuttavia è difficile misurare l'energia di cattura elettronica. Sperimentalmente l'affinità elettronica è misurata allontanando un elettrone dall'anione.

Affinità elettronica



Affinità elettroniche (kJ mol⁻¹) di alcuni elementi allo stato gassoso in funzione del loro numero atomico Z.

Maggiore è l'affinità elettronica di un elemento, maggiore è la capacità dell'atomo di acquistare elettroni

...andamenti periodici...

- 1) alogeni: necessitano di un solo elettrone per completare un sottolivello p, hanno pertanto affinità elettroniche più negative. Aggiungendo un elettrone a un alogeno abbiamo la formazione di uno ione negativo stabile che ha configurazione di un gas nobile.
- 2) gas nobili: l'aggiunzione di un elettrone comporterebbe l'aggiunzione di tale a un sottolivello energetico superiore. Occupare un sottolivello di energia più alta è sfavorevole, di conseguenza l'affinità elettronica è altamente positiva.
- 3) elementi 5A (N,P,As,Sb) hanno i sottolivelli p semipiù quindi aggiungendo elettroni si devono occupare orbitali già occupati, in tal modo aumenta la repulsione elettrone-elettrone. Ciò porta questi elementi ad avere affinità elettroniche positive (N) o meno negative degli elementi alla loro sinistra.

In generale: diminuisce lungo il gruppo e aumenta lungo il periodo.

ELETTRONEGATIVITA'

L'elettronegatività misura la tendenza di un atomo ad attrarre a sé gli elettroni di legame nei composti.

Gli elementi più elettronegativi formano anioni e hanno anche alta energia di ionizzazione e alta affinità elettronica

Gli elementi elettropositivi formano cationi e hanno anche bassa energia di ionizzazione e bassa affinità elettronica.

...andamento periodico...

L'elettronegatività aumenta lungo il periodo e diminuisce lungo il gruppo: è dunque massima per il Fluoro (F) e minima per il Cesio (Cs)

Sulla base delle proprietà elettriche, gli elementi si possono classificare in:

- **metalli**: buoni conduttori di calore ed elettricità. I metalli tendono ad avere basse energie di ionizzazione e quindi tendono a formare ioni positivi con relativa facilità. **Sono molto lucenti, di vari colori, sebbene la maggior parte sia argentea.** I composti di metalli con non metalli sono tendenzialmente ionici. Infatti la maggior parte degli ossidi metallici e degli alogenuri metallici sono solidi ionici.
- **non metalli**: isolanti elettrici. I non metalli tendono ad acquistare elettroni quando reagiscono con i metalli a causa della loro affinità elettronica relativamente grande e negativa. **Non sono lucidi.** I composti costituiti esclusivamente da non metalli sono sostanze molecolari e tendono a essere gassosi, liquidi o solidi bassofondenti a temperatura ambiente.
- **semimetalli**: semiconduttori. Hanno proprietà intermedie tra quelle dei metalli e quelle dei non metalli. Ad esempio, il silicio ha l'aspetto di un metallo ma è fragile piuttosto che malleabile ed è un cattivo conduttore.