

Un approccio sperimentale – induttivo alla teoria della risonanza

Roberto Soldà

roberto.solda@libero.it

Riassunto

Nel presente articolo viene proposto un approccio sperimentale – induttivo alla risonanza a livello soprattutto di chimica di base per poter approfondire, in modo non dogmatico e senza il ricorso al concetto di orbitale, la struttura di alcune sostanze come, ad esempio, il benzene, la grafite, i fullereni ed il grafene. L'apprendimento di tale formalismo viene consolidato attraverso l'elaborazione di tabelle, l'interpretazione di dati sperimentali ed altre operazioni che mettono anche in rilievo l'utilità del concetto di risonanza.

Abstract

In this article it is proposed an experimental - inductive approach to the resonance concept especially at the level of basic chemical education in order to deepen, in a non-dogmatic and without recourse to the concept of orbital, the structure of certain substances such as, for example, benzene, graphite, fullerenes and graphene. The learning of this formalism is consolidated through the preparation of tables, the interpretation of experimental data and also other operations that highlight the usefulness of the concept of resonance.

Introduzione

La teoria della risonanza introdotta, intorno al 1930 dal Pauling e da altri, per superare i limiti e le contraddizioni del modello di Lewis derivanti dal metodo di rappresentazione del legame chimico mediante “una coppia di elettroni localizzata tra due atomi”, ha avuto una grande fortuna in passato ed anche attualmente per due motivi.

Anzitutto per la semplicità di procedimento e poi perché, senza alterare la simbologia chimica in uso, consente di risolvere senza particolari difficoltà, pur su un piano solo qualitativo e semiquantitativo, un grande numero di problemi strutturali di importanza notevole.

Ora è noto che una delle maggiori difficoltà di apprendimento della chimica consiste nella distinzione tra fatti sperimentali e modelli.

Quindi, in primis, proprio a causa di questa difficoltà, in un corso di chimica di base per la Scuola secondaria Superiore, quando si affrontano la valenza, il legame chimico e la teoria di Lewis, il concetto di risonanza o non viene trattato, oppure si introduce in modo descrittivo e dogmatico.

In secondo luogo, a livello di chimica di base, il concetto di risonanza non è indispensabile per la previsione della geometria molecolare con la teoria VSEPR e infine forse la risonanza si ritiene di modesta o nessuna utilità didattica per la formazione chimica culturale dei ragazzi delle scuole non professionalizzanti.

Invece, a mio avviso, anche in un corso di chimica di base, il formalismo della risonanza potrebbe essere utilmente introdotto, con un metodo sperimentale-induttivo, riferendosi cioè a proprietà determinabili sperimentalmente e utilizzando concetti fisici elementari, per presentare in modo sufficientemente corretto e senza rinunciare al rigore scientifico le proprietà e la struttura di alcune sostanze, quali: l'ozono, il benzene, la grafite e altre, quali il fullerene, il grafene, che ormai vengono citate spesso dai mezzi di informazione attuali.

Così si può sostituire la presentazione di tipo teorico-descrittivo della risonanza con cui viene di solito introdotta (quando si presenta a livello di chimica di base) con un approccio di tipo sperimentale-induttivo più aderente alla maniera reale di procedere della ricerca scientifica e perciò culturalmente anche molto formativa.

E per quanto riguarda la difficoltà, ritengo che anche la comprensione di altri concetti, come ad esempio il concetto di mole, incontra una notevole difficoltà da parte degli allievi, qualunque sia il metodo di insegnamento adottato.

Ma, proprio come il concetto di mole, anche quello di risonanza potrebbe avere la funzione di interprete fra il livello macroscopico e quello microscopico in quanto consente di stabilire un rapporto tra le grandezze macroscopiche sperimentali ed il mondo microscopico descritto con gli atomi e le molecole.

D'altra parte, dal punto di vista didattico, anche il concetto di risonanza, come altri importanti concetti, può essere introdotto, in un corso di chimica di base, non in modo dogmatico ma mediante un approccio “epistemologico” di tipo problematico, basato cioè su una sequenza di attività d'apprendimento di natura costruttivista, in cui gli allievi, in una prima fase, “costruiscono” il concetto di risonanza basandosi su proprietà fisico-chimiche e dati sperimentali di lunghezze di legame e, in una seconda fase, lo interpretano a livello microscopico.

Infatti è noto che, se si modella una combinazione chimica di atomi (molecola o ione molecolare) a livello macroscopico, si chiama in gioco il concetto di legame covalente di Lewis: in una combinazione chimica, il sistema passa dagli atomi separati agli atomi combinati.

Approccio sperimentale-induttivo alla teoria della risonanza

Per modellizzare la molecola o lo ione molecolare non coinvolgente la risonanza a livello microscopico si ricorre alla formula di struttura (modello di Lewis) che consente di rappresentare la combinazione chimica mediante uno schema basato sul linguaggio simbolico della chimica.

E, nel caso particolare di una specie molecolare che possa essere rappresentata con due o più modelli di Lewis, cioè che coinvolga la risonanza, la sostanza in esame presenta delle lunghezze di legame sperimentali non corrispondenti alle lunghezze di legame compatibili con doppi e semplici legami.

In questo modo i ragazzi si rendono conto:

- a livello macroscopico (proprietà fisico-chimiche), della presenza di legami con carattere intermedio tra il legame semplice e doppio;
- a livello microscopico, della delocalizzazione elettronica.

Peraltro, senza chiamare in causa gli orbitali molecolari di legame e di antilegame, la risonanza può servire anche ad introdurre l'argomento relativo al colore dei composti organici. Infatti, come è noto, esiste una relazione tra risonanza, delocalizzazione elettronica e colore che può essere proposta a studenti con conoscenze elementari sulla struttura atomica, mediante semplici considerazioni non implicanti il concetto di orbitale.

Vari possono essere gli approcci per l'insegnamento della risonanza a livello di chimica di base; tuttavia, come per l'insegnamento della struttura atomica, ritengo che sia opportuno, il ricorso ai dati sperimentali che, in questo caso, sono ovviamente quelli relativi alle lunghezze di legame, gli angoli di legame e le energie di legame.

E, in questo articolo, viene proposto perciò un possibile itinerario didattico per introdurre la teoria della risonanza basandosi sui dati sperimentali.

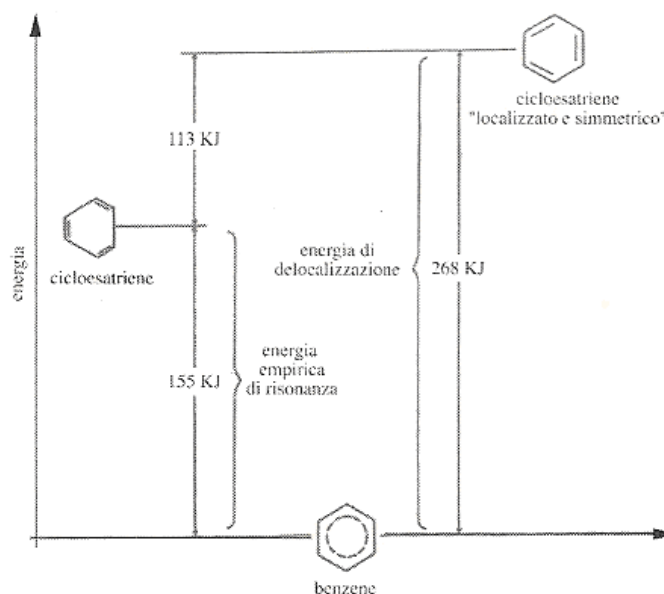
SEZIONE PER L'INSEGNANTE

E' chiaro che, in un corso di chimica di base a livello non specialistico della scuola secondaria superiore, non è necessario approfondire argomenti relativi a: differenza fra energia di risonanza empirica ed energia verticale di risonanza del benzene, ecc.

Però, poiché anche l'insegnamento della chimica di base è variamente articolato secondo i differenti indirizzi, un continuo lavoro di aggiornamento e di approfondimento sarebbe auspicabile da parte di ogni insegnante.

E ciò implica che le conoscenze didattiche relative alla chimica generale si adeguino alle conoscenze scientifiche in continua espansione, ossia che ricerca e didattica siano connesse il più possibile. Per questo motivo, consapevole che nessun docente può avere una conoscenza "totale" di un qualsiasi argomento e che, d'altra parte, più ampio è il bagaglio di conoscenze tanto più interessante, stimolante ed efficace dovrebbe essere il suo insegnamento, in questa sezione si approfondiranno in particolare alcuni aspetti relativi all'energia di risonanza, connessi a loro volta con il benzene. Infatti, nei corsi di chimica di base nelle scuole ad indirizzo chimico e nei licei, può essere approfondito che (ad esempio per il benzene) l'energia *empirica* di risonanza non può corrispondere alla energia di risonanza vera. Ciò in quanto le formule limite del benzene sono rappresentate da due esagoni regolari (in quanto i legami C/C sono uguali) e non da due esagoni irregolari che si avrebbero se non ci fosse risonanza. E quindi l'energia di 36 Kcal/mol (155 KJ/mol) che solitamente viene riportata in molti testi (sia per le scuole secondarie di secondo grado che universitari) corrisponde alla differenza di energia fra il benzene e il cicloesatriene ed è solo un "pezzo" della vera energia di risonanza, come si può facilmente osservare nel grafico n. 1.

Grafico n.1



A questo proposito, tuttavia si deve tenere presente che l'energia di risonanza, essendo definita come la differenza tra l'energia di una molecola reale e quella di una ipotetica (non esistente) molecola di riferimento, ha carattere convenzionale. E per quanto riguarda il benzene, esistono in letteratura tre tipi di energia di risonanza: una detta quantomeccanica (QMRE = energia di delocalizzazione), un'altra adiabatica (ARE = energia di risonanza empirica)(vd. grafico n.1) e una terza detta termica o di stabilizzazione (TRE o ASE).

Quest'ultima fa riferimento ad un ipotetico esatriene ciclico (che non è il cicloesatriene), ottenuto dal poliene lineare esatriene congiungendo le due estremità. E in questo caso l'energia di risonanza termica è data da: $TRE = ARE$ (benzene) – 3 ARE (butadiene). Tuttavia pur essendo la distinzione, fra le diverse definizioni, opportuna eventualmente solo nei corsi di chimica fisica e chimica organica nelle scuole ad indirizzo chimico, in scuole a livello non specialistico, ci si può attenere alla definizione tradizionale, sottolineando che, a rigore per il benzene, il riferimento dovrebbe essere una formula di struttura di Kekulé con esagono regolare.

Questo però comporta che la delocalizzazione del benzene si adegua alla geometria, come dimostrato dalle ricerche di Shaik e Hiberty e altri ricercatori, ricerche convalidate anche da calcoli computazionali *ab-initio*. Emerge così la questione: "E' la geometria che si adegua alla delocalizzazione o viceversa?", relativa ai due diversi punti di vista che si possono assumere circa le lunghezze di legame e quindi la geometria del cicloesatriene. Un punto di vista tratta le lunghezze di legame come variabili indipendenti, mentre l'altro assume che la lunghezza del legame fra due atomi è una funzione del corrispondente ordine di legame.

A tale proposito, nella bibliografia vengono indicati alcuni testi e articoli che possono essere di ausilio ai docenti interessati per l'approfondimento di quanto accennato sopra.

Prerequisiti

Struttura atomica, proprietà periodiche, elettroni di valenza, simbolismo del gas nobile, legame ionico e legame covalente, formule elettroniche e simbolismo del gas nobile di Lewis di molecole e ioni molecolari non coinvolgenti la risonanza a livello di chimica di base, limiti e contraddizioni del modello di Lewis, il legame metallico: primo esempio di "legami non localizzati" e di delocalizzazione elettronica, raggio covalente, lunghezza di legame e energia di legame in relazione alla forza di legame, relazione fra lunghezza di legame e ordine di legame, relazione fra energia potenziale e stabilità, interpolazione ed estrapolazione.

DESCRIZIONE DEL METODO

1^ fase: i ragazzi hanno appreso a modellizzare, usando la teoria di Lewis, le specie molecolari biatomiche e poliatomiche non coinvolgenti la risonanza: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , H_2O , H_2S , NH_3 , CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 , OH^- , NH_4^+ .

2^ fase: poiché l'obiettivo è fare comprendere la "logica" della teoria della risonanza, in questo caso l'uso della risonanza è proposto limitatamente per specie molecolari in cui ogni atomo consegue la configurazione elettronica di gas nobile, per cui, suddividendo gli allievi in gruppi di lavoro, viene assegnato dapprima il seguente esercizio.

A) Completare la tabella:

- calcolando gli elettroni coinvolti
- sistemando, nelle formule elettroniche, gli elettroni che mancano attorno ai vari atomi per raggiungere la configurazione elettronica di gas nobile
- "spostando" il doppio legame come nell'esempio a) e b).

Tabella n. 1- Formule elettroniche di specie molecolari coinvolgenti risonanza

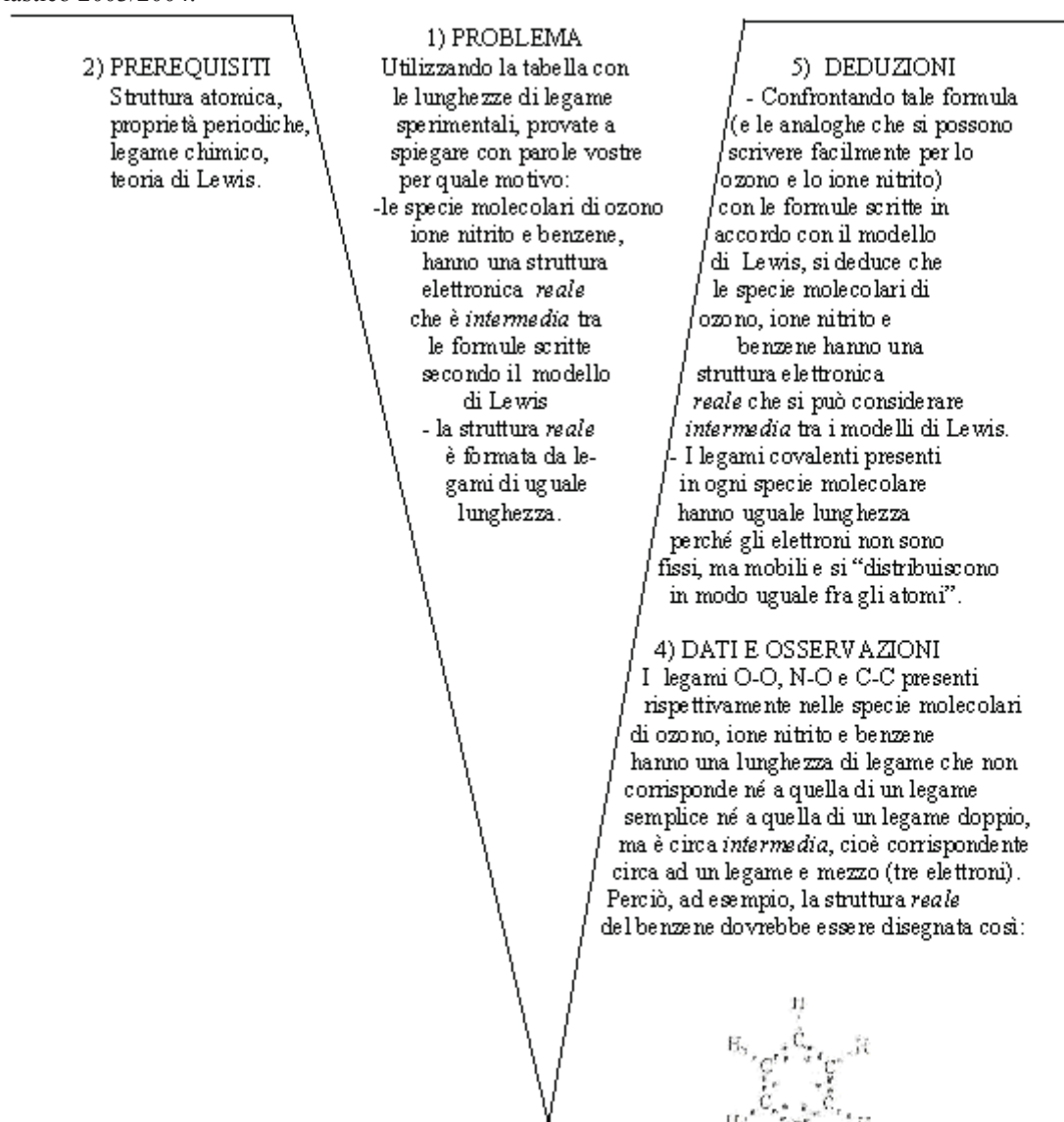
Nome e Formula bruta	Elettroni di valenza + eventuali elettroni di carica ionica	Formula elettronica	Altra formula elettronica equivalente ottenibile per "spostamento" del doppio legame
Acido nitrico HNO_3		$H \cdot \cdot O \cdot N :: O$ $\quad \quad \quad \cdot$ $\quad \quad \quad O$ a)	$H \cdot \cdot O \cdot N \cdot \cdot O$ $\quad \quad \quad \cdot \cdot$ $\quad \quad \quad O$ b)
ozono O_3		$O :: O$ $\quad \cdot$ $\quad O$
ione nitrito (NO_2^-)		$[O \cdot N :: O]^{-}$
benzene C_6H_6		

Tabella n.2 – Energia di legame (KJ/mol^{-1}) e lunghezza di legame (pm)

Legame	Lunghezza di legame (pm)	Energia di legame (KJ/mol^{-1})
C - C	154	347
C = C	134	611
CC nel benzene	140	
O - O	148	142
O = O	121	498
OO in ozono	128	
N - O	142	163
N = O	114	594
NO in ione nitrito	124	

B) Si propone poi ai gruppi di lavoro l'attività basata sulla tecnica di problem solving relativa al problema seguente: Utilizzando la tabella n.2 con le lunghezze di legame sperimentali, dimostrare che le specie molecolari: ozono, ione nitrito e benzene hanno una struttura elettronica *reale* che è intermedia fra le strutture elettroniche scritte precedentemente secondo il modello di Lewis.

A tale proposito si ritiene utile riportare un esempio di griglia di diagramma a V di Gowin elaborata da un gruppo di miei allievi di una classe prima della Sezione Operatori Chimico-Biologici dell'IPSIA "G.Ceconi" di Udine, nell'anno scolastico 2003/2004.



(3) PROGETTO OPERATIVO

Per ogni specie molecolare si confrontano le lunghezze medie dei legami semplici e doppi con le lunghezze sperimentali dei legami implicati nella specie in esame.

Discussione delle risposte date nella 1^a e 2^a fase

Il commento delle risposte serve a fare “entrare” gli allievi in quella zona del non conosciuto ma accessibile, definita da Vigotsky “zona prossimale”.

Nella discussione, approfondendo l'accento alla mobilità degli elettroni, si definisce il concetto di risonanza sottolineando che non è un fenomeno fisico e non si deve confondere né con la risonanza meccanica (caratterizzata da oscillazioni e frequenza), né con la risonanza magnetica nucleare.

Inoltre, prendendo spunto dalla “struttura intermedia” del diagramma di Gowin, viene definito l'ibrido di risonanza adducendo il noto paragone del rinoceronte (reale) che si può considerare un ibrido derivante dall'incrocio fra l'unicorno e il drago (immaginari) e ponendo in evidenza la non realtà delle formule di risonanza.

3^a fase: Poi, avvalendosi dei dati riportati nella tabella, si fa osservare la relazione di proporzionalità inversa fra lunghezza di legame e energia di legame (forza di legame).

Perciò, utilizzando ancora i dati della tabella n.2, si fanno calcolare le lunghezze medie di legame previste per ozono, ione nitrito e benzene e confrontare con le lunghezze di legame sperimentali (in grassetto).

Viene così facilmente compilata la seguente tabella:

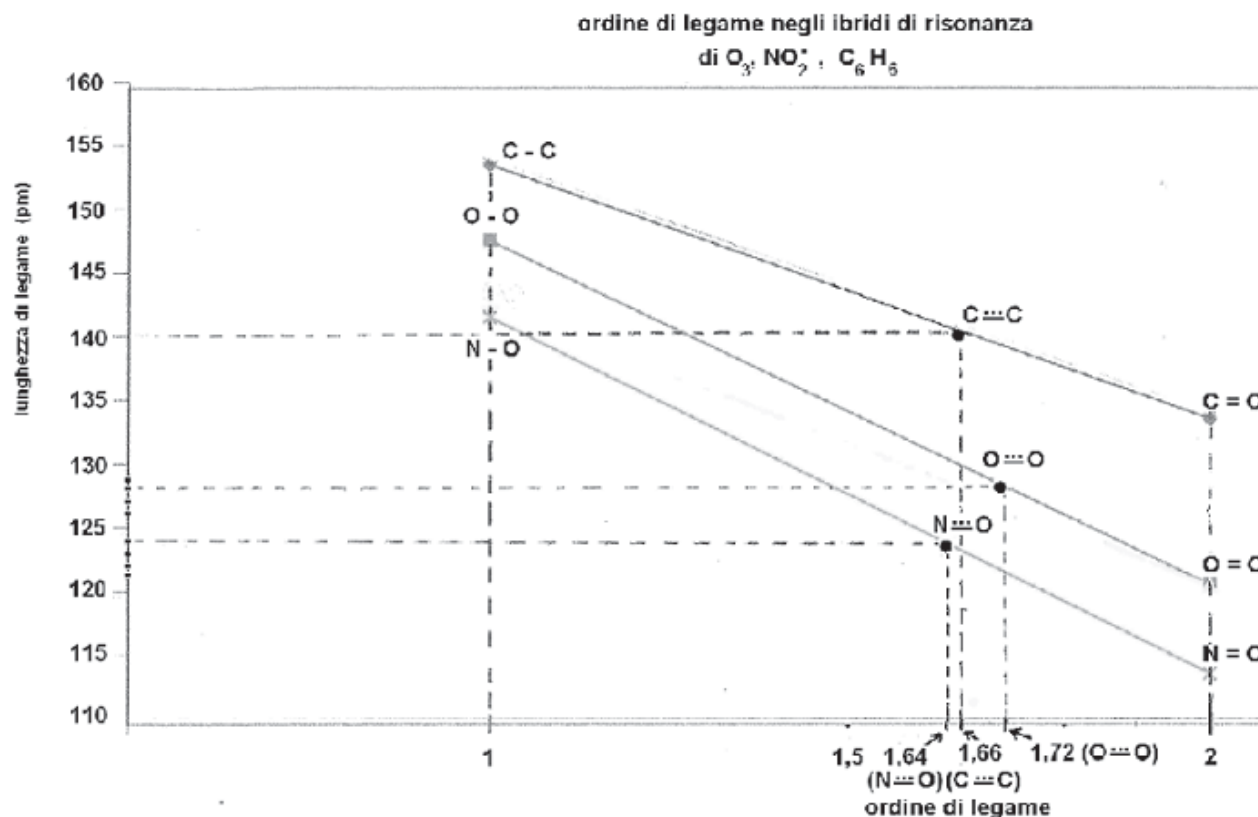
specie molecolare	Lunghezza media prevista (pm)	Lunghezza sperimentale (pm)
ozono	134,5	128
Ione nitrito	128	124
benzene	144	140

In tale maniera i ragazzi giungono a “scoprire” da soli che l'ibrido di risonanza ha legami più forti rispetto a quelli previsti. Infatti è noto che *quando è necessario ricorrere alla risonanza, la forza dei legami è maggiore di quella indicata dalla media.*

E in definitiva riescono pertanto a rendersi conto personalmente che la specie molecolare vera è più stabile rispetto ad ogni modello ipotizzato.

4^a fase: a questo punto si pongono le seguenti domande: esistono legami .semplici e doppi localizzati? Si può immaginare che l'uguale lunghezza dei legami “intermedi” derivi dal fatto che gli elettroni non sono fissi, localizzati, bensì sono mobili e quindi delocalizzati?

5^a fase: costruzione grafici lunghezza di legame in funzione di ordine di legame e determinazione ordine di legame: C_6H_6 , O_3 , NO_2^- mediante interpolazione (grafico n.2).



Approccio sperimentale-induttivo alla teoria della risonanza

6^a fase: confronto fra ordine di legame dell'ibrido di risonanza (ottenuto per interpolazione) e ordine di legame previsto mediante "combinazione" dei modelli di Lewis (legame più forte e quindi maggiore stabilità dell'ibrido di risonanza in confronto ai modelli di Lewis; maggiore stabilità dell'ibrido di risonanza = minore energia dell'ibrido di risonanza rispetto alle formule di struttura di Lewis)

Eventuali esperimenti

1) un esperimento relativo all'importanza della delocalizzazione elettronica mediante confronto del pH dell'acido borico e dell'acido nitrico

2) esperimento riguardante il benzene:

- "costruzione" dell'"ibrido di risonanza" mediante la sovrapposizione delle formule di struttura limite scritte su fogli di acetato di cellulosa

- "costruzione" della struttura del benzene utilizzando, se possibile, i "modelli molecolari".

In questo modo, senza il ricorso agli orbitali, i ragazzi apprendono abbastanza facilmente il modello a sandwich del benzene.

Esercizi e domande

-Tenendo presente i modelli dell'acido nitrico, dell'ozono e dello ione carbonato, disegnare rispettivamente tutte le formule di struttura elettronica che si possono ottenere per: lo ione solfito acido, l'anidride solforosa SO_2 e l'anidride solforica SO_3 .

-Si è trovato sperimentalmente che, per SO_2 , i legami S - O hanno entrambi la stessa lunghezza di legame uguale a 143 pm. Allora, secondo voi, è giusto o sbagliato rappresentare la molecola di SO_2 con la formula di struttura che avete scelto nella risposta precedente?

-Una "strategia" per rappresentare il fatto sperimentale considerato nella domanda precedente, consiste nel rappresentare la vera molecola di SO_2 come una "combinazione" delle due strutture seguenti che si possono ottenere spostando il legame doppio sull'altro atomo di ossigeno:.....I.....II...

tenendo ben presente però che questa è una "strategia" che serve solo per rappresentare la molecola reale di SO_2 . Cioè non esistono né molecole con una formula di struttura I, né molecole con una formula di struttura II; esistono soltanto molecole che hanno una struttura che è una "combinazione" di I e II.

E' come dire che un rinoceronte ha le caratteristiche un po' di un drago e un po' di un unicorno: il rinoceronte esiste, mentre il drago e l'unicorno non esistono!

-Quale strategia impieghereste voi per rappresentare adeguatamente come sono legati S e O nella molecola vera di SO_2 ?

-Tenendo presente che, scientificamente, per fenomeno s'intende una trasformazione fisica o chimica, come fareste a dimostrare che la risonanza non è un fenomeno fisico?

- Completa le seguenti frasi:

La risonanza è una descrizione della struttura di una molecola o specie molecolare per mezzo di vari modelli di distribuzione degli elettroni.

Ogni modello è rappresentato da una.....che dà un certo contributo alla descrizione della situazione effettiva.

I vari modelli di distribuzione elettronica vengono dettie sono soltanto rappresentazioni parziali che considerate singolarmente non hanno

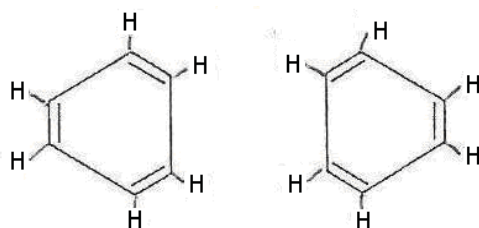
Attività, esercizi e domande di approfondimento

-(Eventuale attività da proporre durante lo svolgimento degli argomenti di chimica organica relativi ai saggi per il riconoscimento degli idrocarburi saturi, insaturi e aromatici)

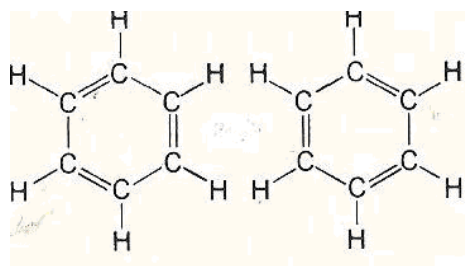
Si sa che il benzene è un composto organico la cui molecola è formata da 6 atomi di C e 6 atomi di H. Gli atomi di C sono legati l'uno con l'altro in modo da formare una "catena chiusa" di forma esagonale e ogni atomo di H è legato ad ogni atomo di C.

Utilizzando i dati sperimentali (relativi al saggio con il Br_2 e alla prova di polarità) e i dati relativi alle lunghezze di legame C/C riportati nella tabella fornita, motivare perché:

- è sbagliato rappresentare il benzene mediante le due formule di struttura seguenti:



- è giusto rappresentare il benzene mediante le due formule di struttura seguenti:



Progetto operativo

Comportamento chimico di un alchene e del benzene con soluzione al 2% di Br₂ in CCl₄ (riconoscimento della presenza o non presenza del doppio legame)

In una provetta si pone 1ml di idrocarburo. Si aggiunge, goccia a goccia, la soluzione rosso-arancione di Br₂. Il saggio è positivo se la soluzione di bromo si decolora senza sviluppo di fumi bianchi di HBr.

Alchene

Benzene

Conclusioni.....

Prove di polarità/apolarità acqua, alchene e benzene, con strumentazione e modalità dell'esperimento per determinazione della polarità e miscibilità delle sostanze (esperimento di laboratorio proposto in tutti i testi di chimica per la scuola media superiore)

H₂O

Alchene.....

Benzene.....

Conclusioni.....

Altri dati sperimentali: le indagini sperimentali con diffrazione elettronica e con i raggi X di cristalli di benzene hanno dimostrato che tutti i legami C/C hanno lunghezza uguale: 140 pm.

Confrontate tale lunghezza con le lunghezze di legami C-C e C=C riportati nella tabella fornita.

Deduzioni e risposte al problema

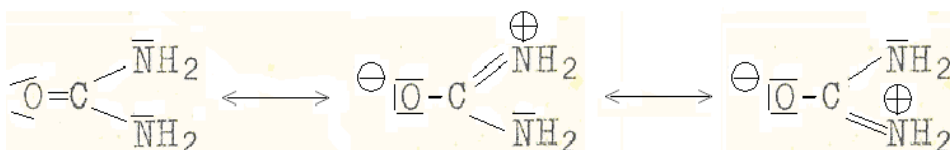
.....

.....

.....

.....

- Per il composto organico urea si possono scrivere tre modelli di Lewis:



- Basandoti sul grafico n.1 prova a spiegare per quale motivo l'affermazione seguente riportata ancora in molti testi:

Approccio sperimentale-induttivo alla teoria della risonanza

“L’energia di risonanza del benzene è 155 KJ/mole” rappresenta in realtà solo una parte dell’energia *totale* di risonanza. - Fra risonanza, delocalizzazione elettronica e colore esiste una relazione. Se sei interessato a tale argomento, chiedi al tuo insegnante un approfondimento relativo a tale relazione e quindi prova a spiegare perché le molecole coniugate aromatiche e a catena lineare vengono utilizzate dagli organismi viventi per catturare l’energia luminosa. - L’azulene è una molecola aromatica di colore azzurro. Basandoti sulla relazione fra risonanza e colore, spiega per quale motivo l’azulene, diversamente dal naftalene, è azzurro.

Risultati e conclusione

E’ ovvio che, per introdurre la risonanza con il metodo proposto in questo articolo, è richiesta la disponibilità di almeno due-tre ore che, purtroppo in alcune scuole, sono spesso quelle disponibili *settimanalmente* per l’insegnamento della chimica.

Inoltre è anche vero che, in un corso di chimica di base, non è indispensabile l’introduzione della risonanza per evidenziare i limiti del modello di Lewis e spiegare le proprietà del benzene, della grafite, ecc. e nemmeno per trattare i concetti essenziali di chimica organica.

Comunque, per quei colleghi che considerano interessante introdurre l’argomento della risonanza nello svolgimento del loro programma, ritengo opportuno accennare ai risultati che si ottengono con un approccio uguale o simile a quello proposto.

Anche in questo caso, come per la trattazione di altri argomenti, affrontando la risonanza con un metodo “costruttivo” anziché “informativo”, l’interesse dei ragazzi è decisamente più elevato e l’apprendimento avviene in modo significativo e non mnemonico.

Questo tipo di approccio induttivo-sperimentale alla risonanza può ovviamente essere esteso alla previsione della geometria molecolare delle molecole e degli ioni poliatomici utilizzando il semplice ma potente metodo della teoria VSEPR.

Anzi tale approccio si rivela altrettanto valido didatticamente, perché, almeno per la maggior parte delle molecole e degli ioni poliatomici considerati in un corso di chimica di base, la teoria VSEPR è soggetta a meno limiti di quella di Lewis e, come è noto, ciò contribuisce a fare sperimentare da parte dei ragazzi il successo scolastico delle loro previsioni circa la geometria molecolare e quindi ad incrementare la loro autostima e motivazione.

Bibliografia

Testi Universitari

- J.Hine, *Physical Organic Chemistry*, McGraw-Hill Book Company, New York, 1962, pp.10-20.
A. L. Ternay, *Chimica Organica Contemporanea*, Casa Editrice Ambrosiana, Milano 1982, p.572.
J.B.Hendrickson, D.J. Cram, G.S.Hammond, *Chimica Organica*, Piccin Editore, Padova 1986, p.159.
A.Streithwieser, C.H. Heatcock, E. M. Kosower, *Chimica Organica*, Edises, Napoli 1992, p.653.
N.Seyhan Ege, *Chimica Organica-Struttura e reattività*, Editrice Sorbona, Milano 1994, p.727.

Articoli

- S.S.Shaik, P.C.Hiberty, Is the delocalized π -system of benzene a stable electronic system?, *J. Org.Chem.*, **1985**, *50*, 4659-4661.
P.C.Hiberty, S.S.Shaik, J.M.Lefour, G. Ohanessian, *J. Org. Chem.*, **1985**, *50*, 4657.
E.Heilbronner, Why do some molecules have symmetry different from that expected?, *J. Chem. Educ.*, **1989**, *66*, 471.
E.D. Glendening, R. Faust, A. Streitwieser, K.P.C. Vollhardt, F. Weinhold, The role of delocalization in benzene, *J.Am.Chem. Soc.*, **1993**, *23*, 115 .
P.C. Hiberty, D.Danovich, A.Shurky, S.S.Shaik, Why does benzene possess a D_{6h} symmetry? A quasiclassical state approach for probing π -bonding and delocalization energies, *J.Am.Chem.Soc.*, **1995**, *117*(29), 7760-7768.
S.S. Shaik, A. Shurki, D.Danovich, P.C.Hiberty, A different story of benzene, *Journal of molecular structure*, TEOCHEM, **1997**, *398*, 155-167 .
G.Narahari Sastry, A revised look at π -electron delocalization in benzene, *Current Science*, **2001**, *81*, 10.
R.C. Kerber, If it’s resonance, what is resonating?, *J. Chem. Educ.*, **2006**, *83*, 223.
C. Gellini, P.R. Salvi, Structures of annulenes and model annulene systems in the ground and lowest excited states, *Symmetry* **2010**, *4*, 1846-1924.

Indirizzi Internet:

<http://it.ROCO>, reed organic chemistry on line.

Ringraziamenti

Si ringraziano il prof. Pier Remigio Salvi del Dipartimento di Chimica dell’Università degli Studi di Firenze ed il prof. Giorgio Molteni del Dipartimento di Chimica Organica e Industriale dell’Università degli Studi di Milano per le loro osservazioni ed i loro suggerimenti.