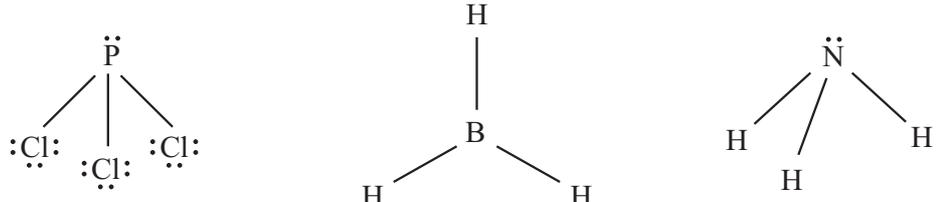
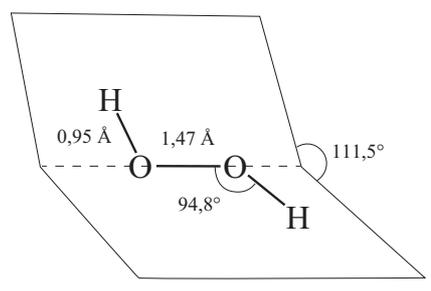
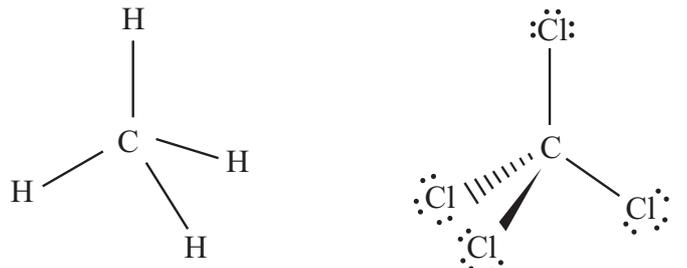
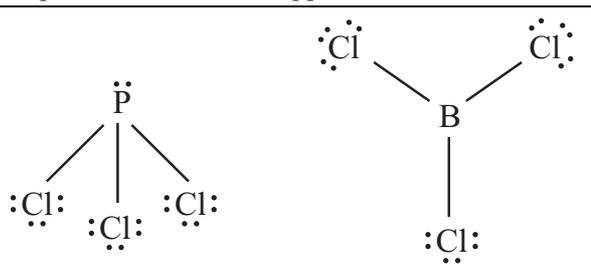
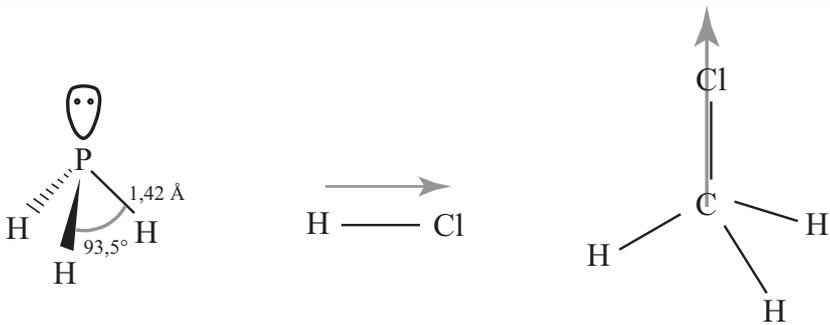
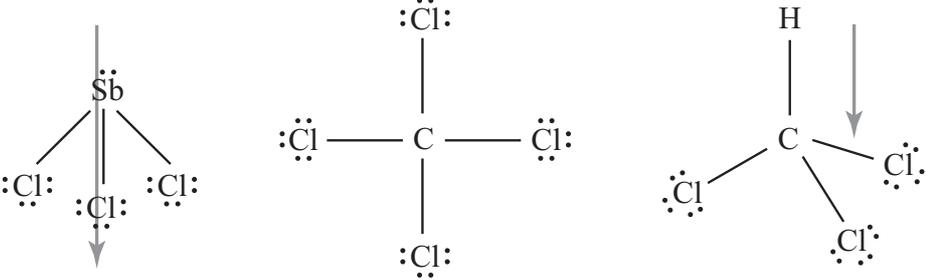
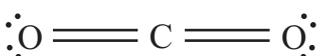
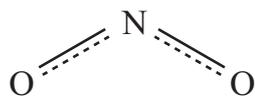


Pinzani, Panero, Bagni – *Sperimentare la chimica*  
Soluzioni degli esercizi – Capitolo 12

Esercizio	Risposte
PAG 265 ES 1	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Scrivere il simbolo di ogni elemento, con gli elettroni del guscio esterno.</li> <li>• Scrivere la struttura di Lewis individuando le coppie di elettroni attorno ad ogni atomo.</li> <li>• Disporre le coppie di elettroni secondo angoli di legami che minimizzano a repulsione elettrostatica.</li> </ul>
PAG 265 ES 2	 <p>BH<sub>3</sub> ha una struttura planare trigonale; NH<sub>3</sub> e PCl<sub>3</sub> hanno invece una struttura piramidale a causa della coppia di non legame localizzata rispettivamente sull'azoto e sul fosforo.</p>
PAG 265 ES 3	Perché le coppie del legame multiplo sono comunque localizzate lungo l'asse di legame e non sono libere di muoversi. Pertanto non possono disporsi secondo angoli che minimizzano la repulsione elettrostatica.
PAG 265 ES 4	
PAG 265 ES 5	
PAG 265 ES 6	Senza considerare le eventuali coppie di legami multipli, ci sono rispettivamente 2 e 4 coppie di elettroni.
PAG 265 ES 7	

	<p>Nella molecola di <math>\text{PCl}_3</math> vi sono 4 coppie di elettroni attorno all'atomo centrale mentre in <math>\text{BCl}_3</math> ve ne sono 3. Ne consegue che il primo ha una struttura piramidale e il secondo planare trigonale.</p> <p>La coppia di non legame localizzata sul fosforo respinge le coppie di legame riducendo l'angolo di legame rispetto al <math>\text{BCl}_3</math>.</p>
PAG 265 ES 8	Un dipolo elettrico è un sistema costituito da due cariche elettriche uguali e di segno opposto ( $q$ ) separate da una distanza ( $d$ ) costante nel tempo.
PAG 265 ES 9	<p>Nel caso di un legame covalente polare.</p> <p>Per esempio, nel caso di <math>\text{HCl}</math>, gli elettroni di legame sono spostati verso il cloro, dato che la sua elettronegatività supera quella dell'idrogeno. Di conseguenza, sul cloro si genera una parziale carica negativa e sull'idrogeno una parziale carica positiva.</p>
PAG 265 ES 10	 <p>Tre dipoli disposti in modo da rispettare la direzione delle forze di attrazione</p>
PAG 265 ES 11	Perché nell'anidride solforosa, in conseguenza della sua formula di struttura, il dipolo risultante è diverso da zero: ciò determina interazioni intermolecolari più forti.
PAG 265 ES 12	 <p><math>\text{PH}_3</math> non è polare. <math>\text{CH}_3\text{Cl}</math> e <math>\text{HCl}</math> sono polari.</p>
PAG 265 ES 13	 <p>La molecola di <math>\text{CCl}_4</math> non è polare. <math>\text{SbCl}_3</math> e <math>\text{CHCl}_3</math> sono invece polari.</p>
PAG 265 ES 14	Sì, ne è un'evidenza il fatto che l'acqua è attratta da materiali elettrizzati sia positivamente sia negativamente.
PAG 265 ES 15	La corretta rappresentazione di un dipolo è quella di un vettore il cui verso va dal polo positivo a quello negativo e la cui direzione è quella del dipolo risultante dalla somma di tutti i dipoli che si formano nella molecola.

PAG 265 ES 16	B. La formazione dei legami a idrogeno dispone le molecole di acqua allo stato solido a distanze intermolecolari maggiori rispetto allo stato liquido. Per questo, la densità dell'acqua allo stato solido è inferiore rispetto a quella allo stato liquido.
PAG 265 ES 17	Le interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto.
PAG 265 ES 18	I legami a idrogeno.
PAG 265 ES 19	Si possono ottenere informazioni sulla natura e sull'intensità delle forze intermolecolari.
PAG 266 ES 20	Sono le forze dipolo-dipolo, dipolo-dipolo indotto e dipolo istantaneo-dipolo istantaneo.
PAG 266 ES 21	Sono le forze che si instaurano tra molecole apolari in conseguenza dell'induzione di un dipolo, in una molecola, da parte del dipolo istantaneo che si è generato in un'altra molecola.
PAG 266 ES 22	Le forze di dispersione di London.
PAG 266 ES 23	Sono i legami a idrogeno e i legami di Van der Waals, che sono molto più deboli rispetto ai legami che si instaurano tra gli atomi.
PAG 266 ES 24	Le molecole di iodio interagiscono tra loro più fortemente rispetto a quelle di cloro: questo avviene perché le molecole di iodio sono più grandi rispetto a quelle di cloro e quindi più polarizzabili. Per questo motivo instaurano tra loro interazioni di London più intense.
PAG 266 ES 25	Sono dipoli generati in molecole apolari da molecole polari vicine, che determinano una variazione della distribuzione degli elettroni. Per esempio una molecola di acqua può indurre un dipolo in una molecola di ossigeno.
PAG 266 ES 26	$\text{BCl}_3 < \text{AlCl}_3 < \text{TlCl}_3 < \text{SbCl}_3$ . $\text{SbCl}_3$ è polare, a differenza degli altri tre composti, quindi instaura delle interazioni intermolecolari più forti. Per quanto riguarda gli altri composti, passando da $\text{BCl}_3$ a $\text{TlCl}_3$ , aumentano le dimensioni delle molecole costituenti: molecole più grandi sono più polarizzabili e instaurano tra loro più intense interazioni di London.
PAG 266 ES 27	  <p><math>\text{NO}_2</math> perché, a differenza di <math>\text{CO}_2</math>, è una molecola polare. Le interazioni intermolecolari sono quindi più intense.</p>
PAG 266 ES 28	Dalla conoscenza della natura delle interazioni intermolecolari nel solvente e nel soluto. Sostanze polari o ioniche si sciolgono in solventi polari, mentre sostanze apolari si sciolgono in solventi apolari.
PAG 266 ES 29	$\text{NaCl}$ e $\text{NH}_3$ , perché sono molecole polari come l'acqua.
PAG 266 ES 30	Naftalene e $\text{CCl}_4$ perché sono molecole apolari come il pentano.

PAG 266 ES 31

- a) F
- b) F
- c) V
- d) F
- e) N
- f) F