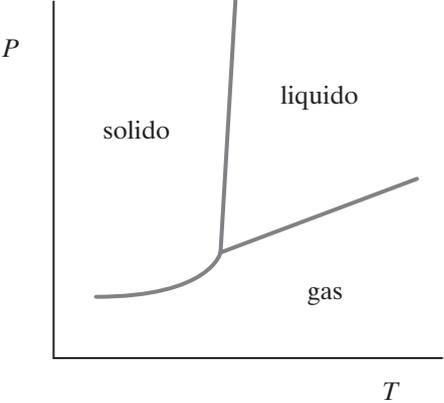


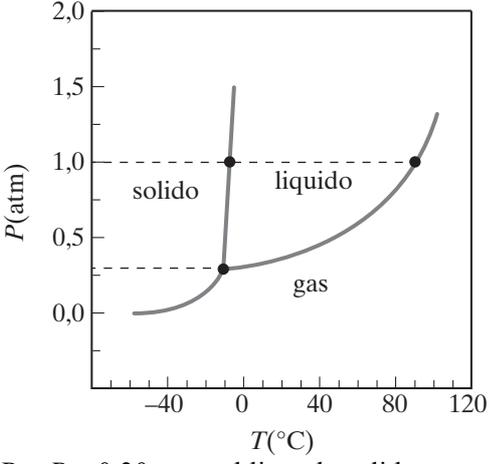
Brady Senese Pignocchino Chimica.blu © Zanichelli 2014
Soluzione degli esercizi – Capitolo 14

Esercizio	Risposta
PAG 305 ES 1	I liquidi presentano delle forti interazioni intermolecolari. Queste interazioni sono influenzate dalla composizione del liquido e a loro volta ne determinano le proprietà.
PAG 305 ES 2	Si assume che i gas abbiano un comportamento ideale, cioè che le loro proprietà non siano in relazione con la composizione chimica, perché le particelle di un gas ideale sono molto lontane tra loro e le forze di attrazione sono trascurabili.
PAG 305 ES 3	Nei gas le molecole sono sottoposte a deboli interazioni intermolecolari, mentre nei solidi e nei liquidi sono così vicine da interagire fra loro in modo molto più intenso, determinandone le proprietà fisiche.
PAG 305 ES 4	The intermolecular attractive forces are strongest for a solid and weakest for a gas with the liquid state in between.
PAG 305 ES 5	Le attrazioni intermolecolari sono in genere molto più deboli dei legami chimici.
PAG 305 ES 6	Le proprietà chimiche dipendono dalla forza dei legami covalenti che uniscono gli atomi in una molecola (forze intramolecolari). Le proprietà fisiche dipendono dalle interazioni intermolecolari.
PAG 305 ES 7	Le attrazioni dipolo-dipolo sussistono quando le molecole sono polari, e quindi tendono a orientarsi fra loro in modo che le cariche opposte siano vicine le une alle altre.
PAG 305 ES 8	Le forze di London derivano dalle attrazioni fra un dipolo istantaneo e un dipolo indotto. Sono più intense al crescere delle dimensioni e del numero degli atomi di una molecola. A parità di numero e tipo di atomi diminuiscono tanto più la forma della molecola è compatta.
PAG 305 ES 9	La polarizzabilità misura la facilità di deformazione della nube elettronica. Gli atomi più polarizzabili presentano le forze di London più intense.
PAG 305 ES 10	Il legame a idrogeno è un'attrazione dipolo-dipolo che si stabilisce quando un atomo di idrogeno è legato covalentemente a un piccolo atomo molto elettronegativo (F, O, N).
PAG 305 ES 11	F, O e N perché sono atomi di piccole dimensioni e fortemente elettronegativi.
PAG 305 ES 12	C_8H_{18} , perché contiene più atomi.
PAG 305 ES 13	Covalent bonds are normally about 100 times stronger than normal dipole-dipole attractions; hydrogen bonds are about 5-10 times stronger than dipole-dipole attractions.
PAG 305 ES 14	Perché sono dovute all'attrazione esercitata fra un dipolo istantaneo e il dipolo indotto che esso genera in una molecola vicina. Maggiore è la polarizzabilità degli atomi, più intense sono le forze di London.
PAG 305 ES 15	Comprimibilità e diffusione; capillarità, viscosità e volatilità.
PAG 306 ES 16	Perché la mobilità delle particelle è molto elevata nei gas, molto minore nei liquidi ed estremamente bassa nei solidi. Infatti, nei liquidi il numero di collisioni tra le molecole è molto maggiore rispetto ai gas. Nei solidi le particelle non sono in grado di muoversi.
PAG 306 ES 17	Perché le particelle sono già molto vicine fra loro.

PAG 306 ES 18	La tensione superficiale è la resistenza opposta dalla superficie di un liquido all'aumento della propria estensione. Le molecole che si trovano all'interno del liquido sono completamente circondate da altre molecole e subiscono attrazioni identiche in tutte le direzioni con risultante nulla; quelle in superficie subiscono attrazioni laterali e verso l'interno ma non verso l'alto.
PAG 306 ES 19	I liquidi tendono a formare gocce sferiche; la superficie di un menisco presenta una forma sferica.
PAG 306 ES 20	Maggiori sono le interazioni intermolecolari e maggiore è la tensione superficiale.
PAG 306 ES 21	L'acqua, perché presenta maggiori interazioni intermolecolari.
PAG 306 ES 22	La capacità di un liquido di distribuirsi su una superficie solida e formare una sottile pellicola.
PAG 306 ES 23	L'acqua non bagna il polietilene perché la plastica non è in grado di stabilire interazioni molecolari forti come quelle presenti tra le molecole di acqua.
PAG 306 ES 24	Il glicerolo bagna il vetro e vi si spande perché stabilisce legami a idrogeno con esso.
PAG 306 ES 25	Perché nelle sostanze apolari le forze intermolecolari sono comunque minori, quindi la benzina si «stende» sul vetro e lo bagna.
PAG 306 ES 26	La molecola di vapore, quando colpisce la superficie del liquido, tende a rimanere agganciata perché la sua energia cinetica si distribuisce sulle molecole della superficie.
PAG 306 ES 27	All'equilibrio le velocità di evaporazione e condensazione sono uguali. Il numero di molecole che passano allo stato di vapore è uguale a quello delle molecole che tornano allo stato liquido.
PAG 306 ES 28	Il numero di molecole che solidificano è uguale a quello delle molecole che fondono.
PAG 306 ES 29	Sì, nella sublimazione.
PAG 306 ES 30	È la pressione che le molecole di vapore esercitano sul liquido all'equilibrio. L'equilibrio è dinamico perché le molecole di liquido continuano a evaporare, e quelle in fase gassosa a condensare, con la stessa velocità.
PAG 306 ES 31	Un aumento della temperatura fa aumentare la pressione di vapore.
PAG 306 ES 32	Perché in una giornata afosa il sudore evapora più difficilmente.
PAG 306 ES 33	Punto di ebollizione: temperatura a cui la pressione di vapore uguaglia la pressione esterna. Punto di ebollizione normale: temperatura a cui un liquido bolle alla pressione di 1 atm.
PAG 306 ES 34	Perché la pressione esterna si oppone alla formazione delle bolle di vapore all'interno del liquido, e rallenta il passaggio delle molecole dallo stato liquido a quello gassoso.
PAG 306 ES 35	A circa 80° C.
PAG 306 ES 36	Perché dipende dalle forze intermolecolari presenti nel liquido, che dipendono a loro volta dalla sua composizione.
PAG 306 ES 37	La pressione all'interno della pentola è maggiore, quindi l'acqua bolle a una temperatura superiore e i cibi cuociono più velocemente.
PAG 306 ES 38	Molecole di etanolo allo stato gassoso.
PAG 306 ES 39	Perché è compresso.
PAG 306 ES 40	Perché lo zolfo è più leggero del selenio; perché H ₂ O presenta forti legami a idrogeno, che sono assenti in H ₂ S.

PAG 306 ES 41	Perché H ₂ O può formare 4 legami a idrogeno con altre molecole d'acqua, mentre HF ne forma solo 2.
PAG 306 ES 42	Un aumento di pressione favorisce il sistema con il minor volume, quindi lo stato solido. 
PAG 306 ES 43	Il punto critico è il punto in cui termina la curva della pressione di vapore del liquido in equilibrio con il gas. I valori di P e T corrispondenti al punto critico sono detti pressione critica e temperatura critica.
PAG 306 ES 44	Un fluido supercritico si riscontra quando una sostanza, portata a una temperatura maggiore della propria temperatura critica, rimane allo stato liquido. CO ₂ supercritico viene utilizzato, per le sue proprietà peculiari, come fluido per estrarre la caffeina dal caffè
PAG 306 ES 45	Le fasi solida, liquida e gassosa.
PAG 306 ES 46	La temperatura critica dell'idrogeno è al di sotto della temperatura ambiente mentre la temperatura critica del butano è superiore alla temperatura ambiente.
PAG 307 ES 47	In generale i cristalli presentano superfici piane inclinate secondo angoli caratteristici.
PAG 307 ES 48	Un reticolo è una struttura altamente ordinata secondo la quale sono distribuiti gli atomi, ioni o molecole in un cristallo. La cella elementare è l'unità costitutiva e ripetitiva del reticolo.
PAG 307 ES 49	La ripetizione della cella elementare in tutte le direzioni costituisce il reticolo.
PAG 307 ES 50	Le posizioni del reticolo metallico sono occupate da ioni positivi che comprendono il nucleo e gli elettroni del core.
PAG 307 ES 51	a) Forze di London, dipolo-dipolo, legami a idrogeno; b) interazioni elettrostatiche fra cariche uguali (repulsioni) e opposte (attrazioni); c) legami covalenti
PAG 307 ES 52	Per la presenza di una rete di legami covalenti che si estende in tutte le direzioni del cristallo.
PAG 307 ES 53	Sono duri, fragili e altofondenti.
PAG 307 ES 54	Un cristallo covalente.
PAG 307 ES 55	Un cristallo molecolare.
PAG 307 ES 56	Nei solidi cristallini la struttura ordinata si conserva anche nei frammenti più piccoli, mentre i solidi amorfi non presentano le unità ripetitive tipiche dei cristalli e possono essere considerati come dei liquidi altamente viscosi.
PAG 307 ES 57	Privo di forma.

PAG 307 ES 58	Un solido amorfo è in genere formato da lunghe molecole aggrovigliate tra loro. Quando si rompe un solido cristallino si formano frammenti che conservano la struttura del reticolo. Quando si rompe un solido amorfo si formano frammenti di forma irregolare con margini smussati.
PAG 307 ES 59	L'etere dietilico è il più volatile perché non è in grado di formare legami a idrogeno.
PAG 307 ES 60	L'etere dietilico ha una maggiore tensione di vapore perché le forze intermolecolari sono deboli. Il butanolo ha punto di ebollizione più alto perché le forze intermolecolari sono più forti.
PAG 307 ES 61	HF: attrazioni dipolo-dipolo, legami a idrogeno, forze di London. PCl ₃ : attrazioni dipolo-dipolo, forze di London. SF ₆ : forze di London. SO ₂ : attrazioni dipolo-dipolo, forze di London.
PAG 307 ES 62	H ₂ S: attrazioni dipolo-dipolo, forze di London; SO ₃ : forze di London; CH ₃ NH ₂ : attrazioni dipolo-dipolo, legami a idrogeno, forze di London; CH ₃ COOH: attrazioni dipolo-dipolo, legami a idrogeno, forze di London
PAG 307 ES 63	Chloroform would be expected to display larger dipole-dipole attractions because it has a larger dipole moment than bromoform. (Chlorine has a higher electronegativity which results in each C—Cl bond having a larger dipole than each C—Br bond.) On the other hand, bromoform would be expected to show stronger London forces due to having larger electron clouds which are more polarizable than those of chlorine. Since bromoform in fact has a higher boiling point than chloroform, we must conclude that it experiences stronger intermolecular attractions than chloroform, which can only be due to London forces. Therefore, London forces are more important in determining the boiling points of these two compounds.
PAG 307 ES 64	I dati confermano che NO ₂ presenta interazioni molecolari maggiori. Questo è possibile solo se la molecola di NO ₂ presenta un dipolo permanente; la sua struttura deve pertanto essere piegata. La molecola di CO ₂ è invece lineare e quindi nel complesso apolare.
PAG 307 ES 65	Etanolo, perché è in grado di formare legami a idrogeno.
PAG 307 ES 66	Le forze di London sono maggiori nella molecola di CS ₂ perché gli atomi di S sono più facilmente polarizzabili degli atomi di O. Come conseguenza CS ₂ ha il punto di ebollizione più alto.
PAG 307 ES 67	C ₄ H ₁₀ O < C ₃ H ₆ O < C ₆ H ₆ < H ₂ O < CH ₃ COOH
PAG 307 ES 68	C ₄ H ₁₀ O < C ₂ H ₅ OH < H ₂ O < C ₂ H ₄ (OH) ₂
PAG 307 ES 69	a) Solido; b) gas; c) liquido; d) solido + liquido + gas
PAG 308 ES 70	Perché la curva solido-liquido ha pendenza positiva, ovvero verso destra.
PAG 308 ES 71	A -56° C, quando il vapore compresso raggiunge la curva liquido-vapore, inizia a condensare e si forma la fase liquida. Continuando con l'aumento di pressione, una volta raggiunta la linea solido-liquido, il liquido solidifica. A -58° C il vapore compresso, una volta raggiunta la curva solido-vapore, inizia a trasformarsi direttamente in solido.
PAG 308 ES 72	CO ₂ solido viene riscaldato, poi sublima e resta nello stato gassoso.

PAG 308 ES 73	 <p>Per $P < 0,30$ atm sublima da solido a gas. La densità del solido è maggiore di quella del liquido.</p>
PAG 308 ES 74	Cristalli molecolari
PAG 308 ES 75	Cristalli covalenti
PAG 308 ES 76	Cristalli metallici
PAG 308 ES 77	Solido molecolare
PAG 308 ES 78	Cristallo metallico
PAG 308 ES 79	Cristalli molecolari
PAG 308 ES 80	Cristallo molecolare
PAG 308 ES 81	Cristalli ionici
PAG 308 ES 82	The reason for the hiss must be the presence of vapors, which appear when gasoline vapors establish an equilibrium with liquid gasoline in the container.
PAG 308 ES 83	Il processo di condensazione (e di ebollizione) richiede più energia del processo di solidificazione (e di fusione) perché le forze intermolecolari che si devono stabilire (o rompere) sono maggiori nei passaggi liquido ↔ vapore piuttosto che nei passaggi liquido ↔ solido.
PAG 308 ES 84	Le deboli forze di interazione tra le molecole di acetone permettono una più rapida evaporazione e quindi la sensazione di fresco è maggiore. Le forze intermolecolari del glicole etilenico e la capacità della molecola di aderire alla pelle attraverso i gruppi —OH sono responsabili della più lenta evaporazione.
PAG 308 ES 85	Perché al diminuire della temperatura diminuiscono le collisioni fra le molecole e soprattutto l'energia cinetica molecolare media, e quindi le attrazioni intermolecolari riescono a far produrre i primi aggregati di molecole, che poi danno origine alla goccia di liquido. Perché l'aria viene compressa, aumentano gli urti fra le molecole, e per la legge dei gas a questo si accompagna un aumento di temperatura. L'aria proveniente dall'oceano è ricca di umidità, quella che passa sulla catena montuosa scarica l'umidità con le piogge e quindi si secca. Per questo motivo le zone costiere sono più umide e fertili di quelle collocate oltre le catene montuose.
PAG 308 ES 86	Perché nell'acetone sono presenti forti interazioni dipolo-dipolo, assenti nel caso del propano.
PAG 308 ES 87	Perché l'espansione libera può avvenire quando le interazioni attrattive vengono scisse, e questo necessita di assorbimento di energia dall'ambiente circostante.

PAG 308 ES 88	6. Perché il rapporto stechiometrico deve essere mantenuto anche nella cella elementare.
PAG 308 ES 89	<p>Convert 200 μm to nm</p> $200 \mu\text{m} \frac{1000 \text{ nm}}{1 \mu\text{m}} = 2 \times 10^5 \text{ nm}$ <p>Then, assume that if the nanotubes will bundle together such that they will line up across the diameter of the human hair, and the number of nanotubes is:</p> $\text{Number of nanotubes per hair} = \frac{2.00 \times 10^5 \text{ nm/hair}}{1.4 \text{ nm/nanotube}} = 1.4 \times 10^5$