

NUCLEO TEMATICO 4: **COMPOSTI. PROPRIETÀ E NOMENCLATURA DEI COMPOSTI. SOLUZIONI**

1. Premessa	1
2. Nomenclatura di sostanze e composti (IUPAC e tradizionale)	2
3. Proprietà dei principali composti inorganici	7
4. Proprietà dei metalli	9
5. Proprietà delle soluzioni (conducibilità, proprietà colligative), solubilità	11

1. PREMESSA

Questo nucleo contiene innanzitutto le conoscenze di base per formalizzare il modo con cui gli elementi chimici si combinano dando vita ai composti. Saper interpretare il significato della formula chimica di un composto, e derivarne il comportamento a partire da questa, ha risvolti decisivi nella vita quotidiana, ed è essenziale per successivi approfondimenti degli studi scientifici. Il nucleo prevede quindi di saper riconoscere origine sintetica e principali proprietà chimiche di un composto a partire dalla sua formula chimica; viceversa, di ricavare formula e principali proprietà chimiche di un composto, nota la natura degli elementi che lo costituiscono, anche alla luce della loro posizione nella tavola periodica. Parallelamente, il nucleo introduce anche ai sistemi che derivano dal mescolamento di due o più sostanze, con formazione di sistemi omogenei (le soluzioni) o eterogenei. Il nucleo prevede di saper riconoscere quando dal mescolamento ha origine una soluzione, quali sono i fattori che ne favoriscono la formazione, come cambiano le proprietà del sistema rispetto ai componenti presi singolarmente, e in che modo sono espressi i loro rapporti quantitativi. Saper interpretare il comportamento della materia complessa ha riflessi immediati sulla percezione del mondo quotidiano, perché la maggior parte degli oggetti che manipoliamo e che ci circondano non sono sostanze pure, ma appunto derivano dall'incontro di due o più di esse.

Le conoscenze e le abilità che si dovranno acquisire relative a tutti i punti di questa sezione, declinati qui di seguito più in dettaglio, verranno esplicitamente riportate in calce ad ogni paragrafo.

2. NOMENCLATURA DI SOSTANZE E COMPOSTI (IUPAC E TRADIZIONALE)

La vasta molteplicità di sostanze chimiche che esistono in natura o che possono essere preparate per via sintetica richiede la definizione di una nomenclatura accurata per garantirne l'identificazione. Nell'ambito dei composti inorganici, vale a dire escludendo l'ampia varietà dei derivati del carbonio di cui si occupa la chimica organica, la prima distinzione è effettuata sulla base del numero di atomi di elementi diversi presenti in un composto: si riconoscono così composti binari, ternari e quaternari. Ciascuna di queste tipologie è etichettata dalla formula e da un nome. Molti nomi derivano da una consuetudine tradizionale, e tuttora resistono nella quotidianità. Per questo motivo, è bene conoscere la nomenclatura tradizionale. Questa è chiaramente affiancata dalla nomenclatura ufficiale IUPAC, che segue regole rigidamente codificate. Tuttavia, la nomenclatura IUPAC può apparire a volte macchinosa e la sua applicazione resta ancora abbastanza confinata. Di seguito sono indicate le principali tipologie di composti, la nomenclatura associata, e anche l'origine sintetica.

Composti binari	Sintesi	Esempio	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
idruri metallici	metallo + idrogeno	NaH	idruro di sodio	idruro di sodio
idracidi	non metallo + idrogeno	HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
ossidi basici	metallo + ossigeno	Na ₂ O	ossido di sodio	monossido di disodio
ossidi acidi	non metallo + ossigeno	P ₄ O ₁₀	anidride fosforica	decaossido di tetrafosforo
sali binari	metallo + non metallo oppure ossido basico + anidride oppure idrossido + idracido	AlCl ₃	cloruro di alluminio	tricloruro di alluminio

Composti ternari	Sintesi	Esempio	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
ossoacidi	anidridi + acqua	H_2SO_4	acido solforico	acido tetraossosolforico(VI)
sali di ossoacidi	ossoacidi + idrossidi	KNO_3	nitrato di potassio	triossonitrato(V) di potassio
idrossidi	ossidi basici + acqua	LiOH	idrossido di litio	idrossido di litio

Nelle tabelle che seguono vi è un elenco dei composti più importanti che lo studente **dovrebbe** conoscere, con il loro nome d'uso e quello IUPAC.

Composti binari	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
NaCl	cloruro di sodio	cloruro di sodio
CaO	ossido di calcio	monossido di calcio
CO	ossido di carbonio	monossido di carbonio
CO_2	anidride carbonica	diossido di carbonio
CH_4	metano	metano
NH_3	ammoniaca	azano
H_2O	acqua	ossidano
HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno

Composti ternari	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
H_2SO_4	acido solforico	acido tetraossosolforico(VI)
HNO_3	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
H_3PO_4	acido fosforico	acido tetraossofosforico(V)
NaOH	idrossido di sodio	idrossido di sodio
KOH	idrossido di potassio	idrossido di potassio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	idrossido di calcio	diidrossido di calcio
CaCO_3	carbonato di calcio	triossocarbonato(IV) di calcio
NaHCO_3	bicarbonato di sodio	idrogenotriosocarbonato(IV) di sodio
Na_2CO_3	carbonato di sodio	triossocarbonato(IV) di disodio
CaSO_4	solfato di calcio	tetraossosolfato(VI) di calcio

CONOSCENZE

- Nomenclatura (IUPAC e tradizionale) dei principali composti inorganici

ABILITÀ

- Ricavare il nome dei principali composti inorganici, secondo la nomenclatura IUPAC o tradizionale, a partire dalla formula chimica, e viceversa

Esempi di quesiti

Quesito 1

Selezionare quale tra le seguenti coppie di composti contiene solo idruri metallici:

- A.** HCl, LiH
- B.** KH, CaH₂
- C.** NaH, H₂SO₄
- D.** H₂O, Na₂O
- E.** BeH₂, H₂S

Gli idruri metallici sono composti ionici in cui è presente lo ione idruro, H⁻, in combinazione con ioni metallici dei gruppi 1 e 2. Questa condizione è presente solo nella coppia della risposta **B** (Li, gruppo 1; Ca, gruppo 2). Infatti, in tutti gli altri casi, sono presenti composti binari in cui l'idrogeno si combina con elementi non metallici: HCl nella risposta **A**, H₂O nella risposta **D**, H₂S nella risposta **E**, mentre nella risposta **C** compare H₂SO₄ che è un composto ternario appartenente alla categoria degli ossoacidi.

Quesito 2

Indicare il nome tradizionale corretto del composto Na_2SO_3 .

- A.** Solfato di sodio
- B.** Solfito di sodio
- C.** Solfuro di sodio
- D.** Acido solforoso
- E.** Bisolfito di sodio

Per rispondere correttamente al quesito, è necessario avere basi di nomenclatura tradizionale. In questo caso, siamo di fronte a un sale ternario, un composto ionico contenente uno ione metallico (Na^+) e un anione poliatomico proveniente dalla deprotonazione di un ossoacido (che è evidentemente H_2SO_3). Riconoscendo che l'ossoacido di partenza è l'acido solforoso, si deduce che l'anione corrispondente deve avere la desinenza -ito (l'alternativa è -ato, per gli ossoacidi che hanno la desinenza in -ico). Di conseguenza, le risposte **A**, **C** e **D** sono sbagliate. Lo è anche la risposta **E**, perché il prefisso bi- implica che l'ossoacido non ha subito completa deprotonazione, e quindi l'anione risultante contiene ancora atomi di idrogeno (in questo caso, HSO_3^-).

Di conseguenza, la risposta esatta è **B**.

3. PROPRIETÀ DEI PRINCIPALI COMPOSTI INORGANICI

Le proprietà chimiche dei composti inorganici dipendono dalla natura degli atomi degli elementi costituenti. Una generalizzazione pienamente soddisfacente non sempre è possibile, sia per l'ampia varietà di composti, sia per le sfumature di comportamento che spesso rendono definibile in modo meno netto il carattere di una sostanza. Relativamente ai composti binari, si possono discuterne le proprietà alla luce della natura del legame, che può essere ionico o covalente. Pertanto, gli **ossidi ionici** presentano tipicamente comportamento basico, e in acqua danno vita ai corrispondenti **idrossidi**. L'esempio più tipico è l'ossido di calcio CaO (chiamato calce viva) che in acqua forma l'idrossido Ca(OH)_2 (calce spenta), usato nell'edilizia. Quelli **covalenti** presentano tipicamente comportamento acido (sono chiamati anche anidridi) e in acqua generano i corrispondenti **ossoacidi**. Ad esempio, l'anidride solforosa (SO_2) proveniente dagli scarichi industriali reagisce con l'acqua atmosferica formando l'acido solforoso (H_2SO_3), responsabile delle piogge acide.

Parallelamente, gli **idruri**, composti ionici binari contenenti lo ione H^- , sono molto reattivi, e reagiscono energicamente con l'acqua dando idrogeno gassoso e **idrossidi**. I composti binari covalenti dell'idrogeno, gli **idracidi**, possono invece presentare carattere spiccatamente acido in acqua (un esempio è HCl , acido cloridrico). I **sali binari** sono composti ionici spesso solubili in acqua, e alcuni di essi sono generosamente presenti in natura, come il cloruro di sodio (NaCl).

Tra i composti ternari vi sono i già citati **idrossidi** e **ossoacidi**, rispettivamente dal comportamento basico e acido. Oltre al già citato idrossido di calcio, è molto adoperato quello di sodio, NaOH , per esempio per sgorgare le condutture, e tra gli ossoacidi si annoverano composti di grande importanza industriale, come l'acido solforico (H_2SO_4), l'acido nitrico (HNO_3), l'acido fosforico (H_3PO_4). Gli ultimi due sono componenti base dei fertilizzanti. I **sali ternari** derivano dalle reazioni di neutralizzazione tra ossoacidi e idrossidi, e sono composti ionici formati da uno ione metallico e dall'anione poliatomico derivante dalla deprotonazione dell'ossoacido. Molti di essi si incontrano frequentemente nella vita quotidiana, come il solfato di calcio (CaSO_4 , gesso) e il carbonato di calcio (CaCO_3 , calcare), i quali, pur essendo ionici, non presentano apprezzabile solubilità in acqua.

CONOSCENZE

- Natura del legame chimico nei principali composti inorganici
- Comportamento acido-base in acqua dei principali composti inorganici

ABILITÀ

- Prevedere il comportamento acido-base dei principali composti inorganici alla luce del legame chimico
- Riconoscere il settore di applicazione dei composti inorganici principali

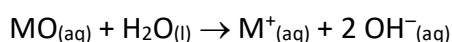
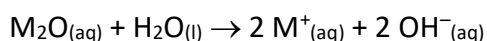
Esempi di quesiti

Quesito 3

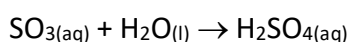
Quale dei seguenti elementi forma un ossido che mescolato con l'acqua la rende acida?

- A.** S
- B.** Ca
- C.** Li
- D.** Na
- E.** K

Gli ossidi sono composti binari dell'ossigeno, in cui lo stesso presenta n.o. -2. La natura del legame chimico negli ossidi ne determina le proprietà acido-base. Infatti, gli ossidi ionici, tipicamente contenenti ioni di elementi metallici dei gruppi 1 e 2, sono basici, perché reagiscono con l'acqua dando luogo ai corrispondenti idrossidi:



Gli ossidi covalenti, in cui l'ossigeno si combina con elementi non metallici dei gruppi 14-17, si trasformano in acqua nei corrispondenti ossoacidi. Per esempio:



È chiaro quindi che la risposta esatta è **A**, in quanto lo zolfo è un elemento del gruppo 16, mentre gli altri elementi sono metalli dei gruppi 1 e 2.

4. PROPRIETÀ DEI METALLI

La maggior parte degli elementi della tavola periodica è costituita da **metalli**, che si presentano tipicamente allo stato elementare come solidi lucenti, con ottime proprietà di conduzione elettrica e termica, duttilità e malleabilità. Sono metalli gli elementi dei gruppi 1 e 2, alcuni elementi dei gruppi 3 e 4, nonché gli elementi di transizione.

Quello all'interno dei solidi metallici è un tipo di legame la cui natura si discosta molto sia da quella del legame covalente sia da quella del legame ionico. Una sua descrizione molto semplice, ma efficace, è proposta dalla **teoria del mare di elettroni**, secondo cui gli atomi si dispongono ordinatamente in strati sovrapposti, come potrebbero fare le palline di ping-pong in una scatola. Questo arrangiamento tipicamente prevede che ogni atomo sia a contatto con altri 12 atomi (sei del proprio strato, tre di quello superiore e tre di quello inferiore, come accade per l'atomo contrassegnato dall'asterisco nel disegno sottostante):



Gli elettroni di valenza non sono rigidamente vincolati ai propri atomi, ma sono liberi di muoversi. Questa caratteristica spiega perché i solidi metallici siano ottimi conduttori di elettricità e calore, duttili e malleabili. Queste ultime due proprietà dipendono dal fatto che anche in seguito a urti o sollecitazioni, gli strati di atomi sono liberi di traslare gli uni rispetto agli altri senza che la struttura si rompa, perché gli elettroni di valenza fungono da collante.

Una interpretazione più accurata del legame metallico, che spiega anche altre ben note proprietà, come per esempio la lucentezza, può esulare da un programma scolastico, perché richiede l'applicazione di concetti più avanzati, come quello di orbitale molecolare. Infatti, secondo la **teoria delle bande**, gli elettroni del guscio di valenza sarebbero ospitati in orbitali estesi a tutto il solido metallico, risultanti dalla combinazione degli orbitali atomici più esterni. Estendendo questo modello anche ad altri solidi, come per esempio i solidi reticolari del carbonio, del silicio e del germanio, si può anche interpretare la differenza tra conduttori, semiconduttori e isolanti e comprendere come l'introduzione di tracce di altri elementi (doping) ne trasformi significativamente le proprietà di conduzione.

CONOSCENZE

- gli elementi metallici nella tavola periodica
- la natura del legame metallico secondo la teoria del mare di elettroni
- le principali proprietà dei metalli

ABILITÀ

- sapere quali sono gli elementi metallici nella tavola periodica
- discutere le proprietà dei metalli alla luce della teoria del mare di elettroni

Esempi di quesiti

Quesito 4

A temperatura e pressione standard qual è la sostanza che non conduce elettricità?

- A.** Rame
- B.** Neon
- C.** Ferro
- D.** Oro
- E.** Nichel

Un materiale **conduce** elettricità quando gli elettroni sono liberi di muoversi all'interno della sua struttura. Questa condizione si verifica nei **solidi metallici**, la cui struttura può essere immaginata come un impaccamento compatto di ioni positivi 'cementati' da un mare di elettroni di valenza. Quindi la risposta è **B**, in quanto, in condizioni di temperatura e pressione standard, il neon è un gas, mentre tutte le altre sostanze sono appunto sotto forma di solidi metallici.

5. PROPRIETÀ DELLE SOLUZIONI (CONDUCIBILITÀ, PROPRIETÀ COLLIGATIVE), SOLUBILITÀ

Nel mondo in cui viviamo, le sostanze sono spesso combinate tra loro, e il loro mescolamento produce sistemi con proprietà molto differenti da quelle delle stesse sostanze prese singolarmente: esempi sono il latte, la margarina, l'acqua marina, l'acciaio, una bevanda gassata, l'aria.

In particolare, il mescolamento di due o più sostanze può dar vita alle **soluzioni**, vale a dire sistemi omogenei, che possono essere solidi, liquidi o gassosi. I componenti di una soluzione (per esempio liquida come l'acqua del mare, solida come il bronzo, o gassosa come l'aria) non sono separabili tramite semplici procedure meccaniche, come filtrazione o centrifugazione, ma solo attraverso procedure più complesse, come la cromatografia, la distillazione o l'estrazione che prevedono l'aggiunta di calore o altre sostanze.

D'altro canto, dall'unione di due o più sostanze si possono ottenere anche sistemi **eterogenei**, in cui le sostanze sono in fasi diverse, vale a dire sono macroscopicamente separate: è questo il caso della sabbia in un bicchiere d'acqua, o del sistema acqua/olio.

Lo studio delle soluzioni è di particolare importanza per la loro rilevanza nella nostra vita quotidiana, e richiede un approccio graduale. Innanzi tutto, è preferibile soffermarsi sulle soluzioni **liquide**, e in particolare su quelle acquose, che rappresentano le basi di molti sistemi naturali e biologici. In questo caso, l'acqua ha il ruolo di **solvente**, mentre il **soluto** può essere un composto molecolare, come lo zucchero, o un composto ionico, come il sale da cucina. In questo secondo caso, la soluzione conduce bene l'elettricità a causa della presenza degli ioni provenienti dalla sua dissociazione.

Siccome è importante conoscere il rapporto relativo tra le quantità di soluto e solvente, si definisce quindi il concetto di **concentrazione** con le varie modalità con cui è possibile esprimerla: molarità, molalità, percentuale in peso e volume, frazione molare, sottolineando con esempi il loro significato.

Si introducono quindi importanti concetti, quali quello di soluzione **satura** (soluzione che contiene la massima quantità di soluto in un certo volume di solvente a una data temperatura) e di **solubilità** (la concentrazione della soluzione satura). Una interpretazione a livello microscopico consente di interpretare il comportamento delle soluzioni sature alla luce dell'**equilibrio dinamico**, il cui instaurarsi ha importanti conseguenze sulla possibilità di perturbarlo con azioni esterne (alla luce del principio di Le Chatelier, vedi anche paragrafo 3.7). La solubilità, infatti, dipende dalla affinità tra solvente e soluto (il simile scioglie il simile), dalla temperatura e dalla pressione (nel caso di soluti gassosi). Si può quindi spiegare come, agendo su questi parametri, si possa aumentare o diminuire la solubilità, facendo esempi che si riferiscono alla vita quotidiana (l'imbottigliamento delle bibite gasate, l'inquinamento termico delle acque, e così via).

Lo studio delle proprietà delle soluzioni può essere quindi completato introducendo le **proprietà colligative**, che presentano il beneficio di dipendere solo dalla concentrazione del soluto e non dalla sua natura chimica: abbassamento della tensione di vapore (Legge di Raoult), innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, pressione osmotica. Di ciascuna di esse si può fornire una spiegazione circa l'origine, e presentarne semplici esempi di applicazione, come il fatto che l'acqua salata bolle a temperature superiori ai 100°C, o che l'aggiunta del sale sulle strade impedisce che si ghiaccino in inverno, o la possibilità di conservare alimenti sotto sale.

CONOSCENZE

- Significato di sistemi omogenei ed eterogenei
- Significato di soluzione solida, liquida, e gassosa
- Significato di solvente e soluto per una soluzione liquida
- Significato di concentrazione e suoi modi di espressione
- Significato di solubilità, soluzione satura ed equilibrio dinamico
- Fattori che influenzano la formazione di una soluzione, e i casi in cui si applicano
- Proprietà colligative, e i fattori che le originano e corrispondenti relazioni quantitative
- Effetto della presenza di un elettrolita sulle proprietà colligative

ABILITÀ

- Riconoscere la natura del sistema che deriva dal mescolamento di due sostanze alla luce delle loro proprietà
- Riconoscere il ruolo del solvente e del soluto in una soluzione liquida
- Saper riconoscere le soluzioni nei sistemi reali, con particolare riferimento a quelli biologici
- Esprimere la concentrazione di una soluzione liquida note le quantità relative di solvente e soluto
- Svolgere semplici conti su come passare da un modo di esprimere la concentrazione di una soluzione a un altro, o su come calcolare la variazione di concentrazione di una soluzione in seguito a mescolamenti
- Prevedere come varia la solubilità in seguito a una variazione di temperatura o pressione, applicando opportunamente il principio di Le Chatelier
- Calcolare la tensione di vapore di una soluzione contenente un soluto non volatile

- Calcolare la temperatura di ebollizione e la temperatura di congelamento di una soluzione contenente un soluto molecolare o un elettrolita
- Calcolare la pressione osmotica di una soluzione contenente un soluto molecolare o un elettrolita
- Riconoscere gli effetti delle proprietà colligative nei sistemi reali

Esempi di quesiti

Quesito 5

Quale tecnica consente di separare i componenti di una miscela eterogenea costituita da un solido in un liquido?

- A.** Distillazione
- B.** Cristallizzazione
- C.** Filtrazione
- D.** Sublimazione
- E.** Cromatografia

Una miscela eterogenea costituita da un solido in un liquido presenta le due sostanze in fasi diverse, e quindi le sue proprietà sono discontinue, il che si manifesta con opacità, presenza di corpi galleggianti in superficie o di corpi di fondo nel recipiente che la contiene.

La risposta **C** è quella giusta in quanto la filtrazione è adatta a separare un sistema eterogeneo formato da una fase liquida e da una solida. In questo caso, il solido resta sul filtro, mentre la fase liquida (il filtrato) ne passa attraverso.

La risposta **A** è sbagliata perché la distillazione è un processo fisico di separazione delle sostanze liquide che costituiscono una soluzione (quindi un sistema omogeneo), basato sul diverso valore di volatilità (tensione di vapore) delle sostanze liquide che la compongono.

La risposta **B** risulta sbagliata in quanto anche la cristallizzazione è un metodo fisico di separazione delle sostanze che costituiscono un sistema omogeneo, applicabile solo nel caso in cui una delle sostanze che lo formano sia solida in fase pura.

La risposta **D** è sbagliata poiché la sublimazione è un fenomeno fisico in cui la superficie di una sostanza solida si trasforma nel corrispondente vapore.

La risposta **E** è sbagliata in quanto la cromatografia è la tecnica che consente di separare i componenti di una soluzione sfruttando la diversa affinità dei suoi componenti nei confronti di una fase solida attraverso la quale è fatta scorrere.

Quesito 6

Quale delle seguenti è una miscela omogenea?

- A.** Alcol etilico / acqua
- B.** Acqua / benzina
- C.** Acqua / olio
- D.** Olio / limatura di ferro
- E.** Acqua /limatura di ferro

Un sistema omogeneo è un campione di materia in cui le proprietà chimico fisiche sono sempre le stesse in ogni sua parte. Una soluzione è un sistema omogeneo costituito da due o più sostanze. Due sostanze, opportunamente mescolate, possono dar vita ad un sistema omogeneo se sono caratterizzate da interazioni interparticellari di natura e intensità confrontabile. Regola empirica simile scioglie simile. Sulla base di quanto su esposto possiamo affermare che solo le sostanze della risposta **A** possono dar vita a una soluzione, essendo ambedue contraddistinte dalla capacità di formare forti legami a idrogeno intermolecolari.

Le altre risposte sono invece sbagliate: la risposta **B** risulta errata in quanto le interazioni intermolecolari nell'acqua sono di intensità molto maggiore rispetto a quella delle interazioni intermolecolari nella benzina. Le prime sono del tipo legame a idrogeno, mentre le seconde sono dipolo istantaneo-dipolo istantaneo.

La risposta **C** risulta errata per lo stesso motivo della risposta **B**.

La risposta **D** risulta errata poiché le interazioni interparticellari (interatomiche) nella limatura di ferro sono molto intense in quanto legami chimici (legame metallico), mentre nell'olio le interazioni intermolecolari sono dipolo-dipolo istantaneo.

La risposta **E** è errata in quanto, sebbene le interazioni interparticellari siano forti per entrambe le sostanze, la loro natura è molto diversa (legame a idrogeno per l'acqua, legame metallico nel caso del ferro).

Quesito 7

Indicare la soluzione PIÙ concentrata tra le seguenti:

- A.** 1 mol di soluto in 15 L di soluzione
- B.** 1 mol di soluto in 5 L di soluzione
- C.** 1 mol di soluto in 30 L di soluzione
- D.** 1 mol di soluto in 4 L di soluzione
- E.** 1 mol di soluto in 10 L di soluzione

Una soluzione è un sistema omogeneo costituito da due o più sostanze in cui il solvente rappresenta la sostanza presente in quantità maggiore mentre il soluto la sostanza presente in quantità minore. Lo stato di aggregazione della soluzione coincide sempre con quello del solvente.

La concentrazione di una soluzione è una grandezza che esprime il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità totale di soluzione. Essa può essere calcolata esprimendo le rispettive quantità di soluto e di soluzione in diversi modi. Nel caso specifico viene indicato il rapporto tra le moli di soluto e il volume di soluzione espresso in litri, vale a dire in molarità (M):

$$C(M) = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})}$$

In base ai dati del problema, che presuppongono costante la quantità di soluto, è facilmente comprensibile che la risposta giusta sia la **D**. Infatti, in questo caso il volume di soluzione è il più piccolo di tutti e quindi la concentrazione della soluzione assume il valore maggiore.

Quesito 8

La solubilità di un gas in un liquido aumenta con l'aumentare:

- A.** della temperatura
- B.** del volume
- C.** della massa
- D.** della pressione esterna di quel gas
- E.** della pressione esterna di un qualsiasi gas

La solubilità è la **massima quantità di soluto** che si può sciogliere in un dato volume di solvente (generalmente si considera un litro) a una certa temperatura e pressione. La solubilità di un **gas in un liquido** ha una forte dipendenza sia dalla **temperatura** sia dalla **pressione**. In particolare:

- *diminuisce all'aumentare della temperatura*, perché il processo di dissoluzione di un gas in un liquido è sempre esotermico (si passa dalle non-interazioni in fase gassosa alle interazioni solvente-soluto), e, come tale, è favorito da una diminuzione della temperatura (dipendenza spiegabile applicando il principio di Le Chatelier).
- *aumenta con l'aumentare della pressione parziale del gas sulla soluzione*, fenomeno anch'esso interpretabile alla luce del principio di Le Chatelier. In particolare, la solubilità di un gas è direttamente proporzionale alla pressione esterna di quel gas, secondo la legge di Henry:

$$x = \frac{P}{K}$$

dove x è la frazione molare del gas nella soluzione, P è la sua pressione parziale in fase gassosa e K una costante che dipende dal gas.

La risposta esatta è quindi **D**.

Quesito 9

Cosa accade quando si scioglie un sale in acqua?

- A. Il punto di ebollizione dell'acqua diminuisce
- B. Il punto di congelamento dell'acqua aumenta
- C. Il punto di ebollizione dell'acqua aumenta
- D. Il punto di ebollizione dell'acqua resta costante
- E. Il punto di congelamento dell'acqua resta costante

La risposta esatta è **C**. Essa può essere fornita ricordando che la presenza di un soluto ha effetto su alcune proprietà chimico-fisiche del solvente, quali punto di ebollizione e punto di congelamento (**proprietà colligative**).

In particolare, il **punto di ebollizione** T_{eb} del solvente in una soluzione contenente un **soluto non volatile** (quale è un sale che non è dotato di tensione di vapore) è **sempre più alto** del punto di ebollizione del solvente puro T°_{eb} .

Questo è una conseguenza diretta della **legge di Raoult**, secondo la quale la tensione di vapore del solvente

diminuisce in presenza di un soluto non volatile. Pertanto, sarà necessaria una temperatura più alta affinché la tensione di vapore del solvente eguagli la pressione esterna (e quindi dia luogo a ebollizione), rispetto a quella a cui bolle lo stesso solvente allo stato puro.

In modo simmetrico, il **punto di congelamento** T_{cr} del solvente in una soluzione è **sempre più basso** del punto di congelamento T°_{cr} del solvente puro. In questo caso, una spiegazione qualitativa può essere fornita immaginando che le molecole di soluto 'disturbino' l'azione di ordinamento delle molecole di solvente che devono formare la struttura solida cristallina, e c'è bisogno di rallentarne l'energia cinetica per favorire questo processo.

