



*Centro Studi
Colombo*

ESERCITAZIONE

“LE SOLUZIONI”

Capitolo 7. Le soluzioni

- 7.1. Unità di misura per esprimere la concentrazione
- 7.2. Calcoli sulle soluzioni
- 7.3. Solubilità dei gas
- 7.4. Elettroliti
- 7.5. Proprietà colligative delle soluzioni
- 7.6. Pressione osmotica

LE SOLUZIONI

Soluti e solventi possono essere classificati come polari (idrofili o lipofobi) e non polari o apolari (lipofili o idrofobi).

La polarità di un solvente può essere misurata a mezzo della costante dielettrica o del momento del dipolo. Il carattere polare o apolare di un solvente determina la natura dei composti che il solvente può sciogliere e la natura degli altri solventi e/o liquidi che possono essere ad essi miscelati. Di norma, solventi polari sciolgono meglio composti polari e solventi non polari sciolgono meglio composti non polari ("il simile scioglie il simile"). Composti fortemente polari come i sali inorganici o gli zuccheri si sciolgono solo in solventi molto polari come l'acqua, mentre composti fortemente apolari come gli olii o le cere si sciolgono solo in solventi organici estremamente apolari, come l'esano. Similmente, acqua e esano (o aceto e olio d'oliva) non sono miscibili l'una con l'altro e si separeranno velocemente formando due fasi distinte, anche dopo aver mescolato energicamente. Ovviamente la regola sopra esposta deve essere assunta con cautela: composti ionici come CaCO_3 non sono solubili, se non in piccolissima quantità, in acqua. Questo perché le interazioni tra gli ioni nel cristallo sono molto più forti delle interazioni degli ioni con le molecole d'acqua.

La maggior parte dei solventi hanno densità minore dell'acqua. Sono quindi più leggeri e, se immiscibili, si separeranno sopra l'acqua. Un'importante eccezione sono i solventi alogenati, come il cloroformio, che si separeranno sul fondo.

Un solvente crea numerose deboli interazioni con il soluto allo scopo di solubilizzarlo. Le più comuni interazioni sono le deboli forze di van der Waals (dipolo indotto), la più forte interazione dipolo-dipolo e l'ancora più forte interazione dei legami idrogeno.

La solubilità di una determinata sostanza dipende dalla temperatura. Esistono infatti le dissoluzioni endotermiche e le dissoluzioni esotermiche.

Le dissoluzioni endotermiche sono quelle in cui viene trasferita energia (sotto forma di calore) dall'ambiente verso il sistema, ovvero si verifica un assorbimento di calore e pertanto, in questo caso, la solubilità aumenta proporzionalmente alla temperatura. Una dissoluzione endotermica può essere descritta come: soluto + solvente + calore \rightarrow soluzione.

Le dissoluzioni esotermiche, invece, sono quelle che cedono energia all'ambiente esterno. Pertanto, in questo secondo caso, la solubilità diminuisce con l'aumento della temperatura. Una dissoluzione esotermica può essere descritta come: soluto + solvente \rightarrow soluzione + calore.

922. [M/PS] La solubilità di una sostanza in un solvente viene definita come:

- A. la metà della concentrazione necessaria a saturare la soluzione
- B. la concentrazione 1 m
- C. la concentrazione 1 M
- D. la concentrazione della soluzione satura
- E. la concentrazione 10 M

923. La solubilità di un soluto solido o liquido in un solvente, all'aumento della temperatura:

- A. diminuisce sempre
- B. non varia in quanto la solubilità è una proprietà intrinseca del soluto per quel solvente
- C. aumenta sempre
- D. diminuisce o aumenta a seconda che il soluto si scioglia con sviluppo o assorbimento di calore
- E. diminuisce sempre a meno che il soluto non reagisca con il solvente

924. La solubilità in acqua di un sale, all'aumentare della temperatura:

- A. è sempre uguale, indipendentemente dalla natura del sale
- B. diminuisce se la dissoluzione del sale è esotermica (avviene con sviluppo di calore)
- C. non dipende dalla temperatura
- D. diminuisce in ogni caso
- E. aumenta in ogni caso

925. L'espressione "il simile scioglie il simile" è un criterio pratico per la scelta di un solvente e significa che:

- A. il solvente e il soluto devono avere volumi molecolari simili
- B. il solvente e il soluto devono avere forme molecolari simili
- C. un solvente polare scioglie meglio un soluto polare e uno apolare scioglie meglio un soluto apolare
- D. il solvente e il soluto devono avere masse molecolari simili
- E. il solvente e il soluto devono avere simile densità

926. L'espressione "il simile scioglie il suo simile" viene spesso utilizzata nella descrizione dei processi di solubilizzazione. Che cosa si intende per "simile" fra solvente e soluto?

- A. la densità
- B. la natura polare o apolare delle molecole
- C. il numero di atomi di idrogeno presenti nelle molecole
- D. la massa molare
- E. la struttura spaziale delle molecole

927. [M] "Quando si aggiunge NaF a una soluzione acquosa di CaF_2 (sale poco solubile), si ha un notevole aumento della concentrazione di ioni fluoruro; in tal modo il prodotto della concentrazione degli ioni calcio per il quadrato della concentrazione degli ioni fluoruro cresce, fino a superare il valore del prodotto di solubilità di CaF_2 . Per ristabilire l'equilibrio, alcuni degli ioni calcio si uniscono a una quantità stechiometricamente equivalente di ioni fluoruro, per formare fluoruro di calcio solido, che precipita". **Quale delle seguenti affermazioni PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. l'aggiunta di NaF fa diminuire il valore del prodotto di solubilità di CaF_2
- B. se il prodotto di solubilità di CaF_2 viene superato, l'equilibrio si ristabilisce mediante la combinazione di ioni calcio e fluoruro nel rapporto stechiometrico 1:2
- C. il fluoruro di sodio è assai poco solubile in acqua
- D. l'aggiunta di NaF fa aumentare il valore del prodotto di solubilità di CaF_2
- E. se il prodotto di solubilità di CaF_2 viene superato, l'equilibrio si ristabilisce mediante la combinazione di ioni calcio e fluoruro nel rapporto stechiometrico 2:1

928. [V] Il composto inorganico insolubile più abbondante nello scheletro è:

- A. CaF_2
- B. KF
- C. NaF
- D. CaCO_3
- E. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

929. Nell'acqua, solvente polare, si scioglie meglio:

- A. la benzina
- B. l'etere
- C. NaCl
- D. un sapone
- E. un grasso

930. [M/PS] Quale delle seguenti sostanze si scioglie meglio in acqua?

- A. la benzina
- B. l'etere dietilico
- C. il solfato di potassio
- D. la cellulosa
- E. un grasso neutro

931. [O] Quale dei seguenti composti si scioglie meglio in acqua?

- A. benzina
- B. etere dietilico
- C. grasso neutro
- D. solfato di rame
- E. cellulosa

932. [V] Quale dei seguenti composti è il più solubile in acqua?

- A. $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$
- B. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$
- C. $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$
- D. CHCl_3
- E. $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$

► Infatti, è presente un ossidrilico alcolico in grado di instaurare legami a idrogeno con l'acqua, mentre la porzione idrocarburica idrofobica è minore. Il quiz è comunque ambiguo perché anche l'acetone ($\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$) è completamente miscibile con l'acqua come l'alcol etilico.

933. L'alcol metilico è solubile in acqua perché:

- A. provoca il fenomeno dell'idrolisi
- B. forma complessi
- C. forma legami a idrogeno
- D. va incontro a dissociazione
- E. è una molecola apolare

934. [V] Quale dei seguenti liquidi è miscibile con un egual volume di acqua?

- A. Etere etilico
- B. Alcol metilico
- C. Olio di paraffina
- D. Etere di petrolio
- E. Cloroformio

► Infatti, è l'unico composto in grado di formare forti legami a idrogeno con H_2O .

935. Quale delle seguenti sostanze si scioglie in acqua con notevole sviluppo di calore?

- A. H_2SO_4
- B. HCN
- C. KNO_3
- D. NaCl
- E. SO_2

936. [M/PS] "L'acqua è un liquido dotato di ottime proprietà solventi;

molti sali, come ad esempio il cloruro di sodio, si sciolgono rapidamente in acqua, mentre sono praticamente insolubili in solventi apolari come il cloroformio e il benzene. Questa proprietà è una conseguenza del carattere dipolare della molecola dell'acqua; il reticolo cristallino di un sale è tenuto unito da attrazioni elettrostatiche molto forti tra gli ioni positivi e quelli negativi; quando il cloruro di sodio cristallino è posto in acqua, le molecole polari di quest'ultima sono fortemente attratte dagli ioni Na^+ e Cl^- , e strappano questi ioni al reticolo". Quale delle seguenti affermazioni. PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?

- A. nell'acqua esiste un reticolo cristallino
- B. le molecole d'acqua interagiscono con Na^+ e Cl^-
- C. l'acqua è costituita da ioni
- D. tutte le sostanze si sciolgono in acqua
- E. nessuna sostanza si scioglie in cloroformio o in benzene

937. [M] "A temperatura ambiente l'acqua è un liquido dotato di ottime proprietà solventi; molti sali, come ad esempio il solfato di potassio, si sciolgono rapidamente in acqua, mentre sono praticamente insolubili in solventi apolari come il tetracloruro di carbonio o il toluene. Questa proprietà è una conseguenza del carattere dipolare della molecola dell'acqua; il reticolo cristallino di un sale è tenuto unito da attrazioni elettrostatiche molto forti tra gli ioni positivi e quelli negativi; quando il solfato di potassio cristallino è posto in acqua, le molecole polari di quest'ultima sono fortemente attratte dagli ioni K^+ e SO_4^- , e strappano questi ioni al reticolo". Quale delle seguenti affermazioni può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?

- A. nell'acqua esiste un reticolo cristallino
- B. l'acqua è costituita da ioni
- C. tutte le sostanze si sciolgono in acqua
- D. l'acqua è capace di trasformare il solfato di potassio da sostanza dipolare a sostanza ionica
- E. le molecole dell'acqua interagiscono con gli ioni del sale

938. I composti ionici:

- A. sono solubili in solventi incapaci di formare legami a idrogeno
- B. sono più facilmente solubili in solventi apolari
- C. sono più facilmente solubili in solventi polari
- D. non sono mai solubili in acqua
- E. sono sempre solubili in benzina

939. I composti ionici sono solubili in:

- A. idrocarburi aromatici
- B. idrocarburi alifatici
- C. solventi polari
- D. solventi apolari
- E. acidi grassi

► Perché per vincere la grande richiesta energetica necessaria per l'allontanamento dei due ioni, il catione e l'anione devono recuperare stabilità attraverso il meccanismo della solvatazione. L'affermazione "sono solubili" è troppo perentoria: ci sono composti ionici che non sono solubili (se non in piccolissima quantità) nei solventi polari. Le nostre ossa (fatte di fosfato di calcio ionico) e le Dolomiti (fatte di carbonato di calcio e magnesio) non si sciolgono nell'acqua.

940. [V/PS] Un composto ionico si dissocia se sciolto in un solvente:

- A. poco volatile
- B. molto volatile
- C. con alta costante dielettrica
- D. organico con bassa costante dielettrica
- E. apolare

► La costante dielettrica di un liquido è una misura della sua polarità.

941. [O] Il saccarosio è assai solubile in acqua, e pressoché insolubile in cloroformio; ciò dipende essenzialmente dal fatto che il saccarosio è una sostanza:

- A. polare
- B. ionica
- C. basica
- D. neutra
- E. acida

942. [M] Il glucosio è solubile in acqua e non si scioglie in benzene. In relazione a questa caratteristica il glucosio è:

- A. oleoso
- B. non polare
- C. ionico
- D. idratato
- E. polare

943. Il glucosio in H_2O è:

- A. lipofilo
- B. idrofobo
- C. insolubile
- D. solubile perché presenta gruppi funzionali idrofili
- E. solubile perché presenta gruppi funzionali idrofobi

944. Con il termine "anfipatici" si intendono specie chimiche che in soluzione:

- A. danno luogo alla completa dissociazione in ioni
- B. presentano nella molecola una porzione idrofila e una idrofoba
- C. possono comportarsi sia come ossidanti che come riducenti
- D. possono comportarsi sia come acidi che come basi
- E. danno luogo sia a una scissione omolitica che a una eterolitica

945. Una molecola si dice idrofoba se essa:

- A. è insolubile in acqua
- B. è carica negativamente
- C. possiede atomi di azoto
- D. è solubile in acqua
- E. è polare

946. Perché l'olio non si scioglie in H_2O ?

- A. perché ha peso molecolare più alto
- B. perché ha peso molecolare più basso
- C. perché è più viscoso
- D. perché è formato da molecole idrofobe
- E. perché è formato da molecole idrofile

947. Quali tra le seguenti molecole NON è polare?

- A. CO_2
- B. CH_3OH
- C. HCl
- D. H_2O
- E. NH_3

► Perché il carbonio ibridizza sp a 180° e i legami C-O hanno polarità uguale e opposta e quindi si annullano. Per questa ragione la CO_2 non è molto solubile in acqua se non ad alta pressione.

948. Indicare quale tra le seguenti molecole è apolare (non polare):

- A. $NaOH$
- B. NH_3
- C. HCl
- D. CO_2
- E. H_2O

949. Se una sostanza si scioglie in esano e non in acqua, la sua molecola è:

- A. non polare
- B. anfotera
- C. non ibridata
- D. ionica
- E. ibridata

950. Se una molecola si scioglie in esano e non in acqua, tale molecola sarà:

- A. acida
- B. non polare
- C. dativa
- D. polare
- E. ionica

951. Se una sostanza "X" si scioglie in esano e non in acqua, la molecola di "X" è:

- A. ionica
- B. polare
- C. non polare
- D. dativa
- E. idratata

952. Individuare il solvente polare:

- A. H_2O
- B. cloroformio
- C. benzene
- D. C_6H_6
- E. etano

953. [O] Quale dei seguenti solventi è polare?

- A. eptano
- B. etere dimetilico
- C. tetracloruro di carbonio
- D. metanolo
- E. cloroformio

954. [O/PS] Soltanto una delle seguenti affermazioni a proposito della molecola del metano è ERRATA. Quale?

- A. la molecola non è planare
- B. la molecola è polare
- C. i quattro atomi di idrogeno si trovano ai vertici di un tetraedro regolare
- D. l'atomo di C è ibridato sp^3
- E. gli angoli di legame sono di circa 109°

► Poiché in considerazione della sua simmetria (carbonio ibridato sp^3), la molecola risulta apolare.

955. [V] Quale delle seguenti sostanze si scioglie meglio in solventi apolari?

- A. un grasso neutro
- B. il solfato di potassio
- C. l'idrossido di sodio
- D. l'acido solforico
- E. l'acetato di potassio

956. [M] Indicare quale delle seguenti sostanze si scioglie meglio in un solvente apolare.

- A. idrossido di sodio
- B. idrossido di potassio
- C. acetato di potassio
- D. zolfo
- E. acido solforico

► Lo zolfo come tutti i composti allo stato elementare non presenta legami polari e quindi è apolare.

957. Una molecola di un detergente è caratterizzata da:

- A. lunghe catene non polari
- B. forte acidità
- C. presenza di sodio in forma ionica
- D. una parte della molecola apolare e una parte polare
- E. una struttura covalente

958. Una sola delle affermazioni concernenti le molecole (a) e (b) è ERRATA. Quale? (a) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$; (b) $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$

- A. (a) è meno solubile in acqua di (b)
- B. (a) è più facile da ossidare di (b)
- C. (a) ha un punto di ebollizione più alto di (b)
- D. (a) e (b) sono isomeri strutturali
- E. (a) è l'etanolo, (b) è un etere

► Infatti, l'etanolo pur essendo polare come il dimetil etere è in grado di instaurare legami idrogeno con il solvente.

959. [O] "Esistono notevoli differenze tra le solubilità in acqua dei carbonati e degli idrogenocarbonati degli elementi del primo e del secondo gruppo. Infatti i carbonati dei metalli alcalini sono notevolmente più solubili dei rispettivi idrogenocarbonati, mentre per i metalli alcalino-terrosi si verifica il fenomeno opposto". **Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ è più solubile di MgCO_3
- B. KHCO_3 è meno solubile di K_2CO_3
- C. Li_2CO_3 è più solubile di LiHCO_3
- D. Na_2CO_3 è più solubile di K_2CO_3
- E. BaCO_3 è meno solubile di $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$

960. [V] "In genere, se la temperatura viene aumentata, si osserva che, per la maggioranza dei solidi, la solubilità aumenta, mentre per alcuni altri diminuisce. Il fenomeno contrario si osserva invece a proposito della solubilità dei gas nei liquidi, dove la solubilità decresce nettamente al crescere della temperatura. Nella maggioranza dei casi si osserva che la dissoluzione del solido è endotermica, cioè accompagnata da raffreddamento, e quindi da assorbimento di calore; in qualche caso invece il processo è esotermico, cioè si ha sviluppo di calore; l'effetto termico nella dissoluzione di un solido in un liquido è dovuto a due processi principali: il disfacimento del reticolo cristallino, che avviene sempre con assorbimento di calore, e la solvatazione delle molecole o degli ioni che vanno in soluzione, processo che avviene sempre con sviluppo di calore". **Quale delle seguenti affermazioni PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. la solvatazione degli ioni che vanno in soluzione è un processo endotermico
- B. la solubilità dei gas nei liquidi cresce al crescere della temperatura
- C. ad alta temperatura la solubilità dei solidi nei liquidi in genere è assai bassa
- D. la dissoluzione di un solido in un liquido può essere accompagnata, a seconda dei casi, da sviluppo o da assorbimento di calore
- E. il disfacimento del reticolo cristallino di un solido è un processo esotermico

961. Per diluire una soluzione bisogna:

- A. la soluzione non si può diluire in nessun modo
- B. aggiungere soluto
- C. aggiungere solvente
- D. togliere soluto
- E. prima aggiungere soluto e poi solvente

962. Quando a una soluzione viene aggiunto altro solvente, la soluzione:

- A. si diluisce
- B. si riscalda sempre
- C. si concentra
- D. si raffredda sempre
- E. non succede niente

963. Una soluzione si dice satura se:

- A. non può sciogliere nessun altro soluto
- B. è in equilibrio statico con il soluto indisciolto
- C. è più concentrata di quella a concentrazione massima di soluto
- D. è più diluita di quella a concentrazione massima di soluto
- E. è in equilibrio dinamico con il soluto indisciolto

964. Una soluzione di un solido in un liquido si definisce satura quando:

- A. non si filtra
- B. è limpida
- C. è colorata
- D. è diluita
- E. è presente corpo di fondo

965. Se una soluzione è satura di un soluto:

- A. è una condizione che non viene praticamente mai raggiunta
- B. non può disciogliere altro soluto alla stessa temperatura
- C. non può sciogliere altri soluti
- D. il soluto è gassoso
- E. la quantità di soluto è maggiore di quella del solvente

966. [V] Indicare quale delle seguenti affermazioni è vera. Se una soluzione è satura di un soluto X:

- A. se si aggiunge altro soluto X questo inizia a reagire con il solvente
- B. non si può sciogliervi altro soluto X anche aumentando la temperatura
- C. si può sciogliervi altro soluto X se si rimuove il corpo di fondo
- D. non si può sciogliervi altro soluto X alla stessa temperatura
- E. non si può sciogliervi altri soluti diversi da X

967. Se a temperatura costante si separa per filtrazione una soluzione acquosa satura dal soluto presente come corpo di fondo, la soluzione limpida ottenuta:

- A. è ancora satura
- B. può essere ancora satura solo se il soluto è un liquido
- C. può ancora essere satura se il soluto è un elettrolita
- D. può essere o no satura a seconda della natura ionica o covalente del soluto
- E. non è più satura

UNITÀ DI MISURA PER ESPRIMERE LA CONCENTRAZIONE

968. Indicare quale di questi modi di esprimere la concentrazione non è corretto:

- A. M (molare)
- B. g (grammi)
- C. % (per cento)
- D. g/l (grammi/litro)
- E. sono tutti corretti

969. La molarità di una soluzione esprime:

- A. i grammi di soluto presenti in una mole di solvente
- B. il numero di moli di soluto presenti in 1 kg di solvente
- C. il numero di moli di soluto presenti in 1 kg di soluzione
- D. i grammi di soluto presenti in 1 litro di soluzione
- E. il numero di moli di soluto presenti in un litro di soluzione

970. La concentrazione molare, detta comunemente (e impropriamente, perché confusa con l'unità di misura) molarità (M), di una soluzione di un soluto ionico B esprime il numero di:

- A. moli di ioni del soluto B in 1 litro di soluzione
- B. moli di formule di soluto B per litro di soluzione
- C. formule di soluto B per kg di soluzione
- D. formule di soluto B per kg di solvente puro
- E. moli di formule di soluto B per litro di solvente puro

971. Il numero di moli di soluto contenute in un litro di soluzione viene definito:

- A. frazione molare del solvente
- B. frazione molare del soluto
- C. molalità
- D. molarità
- E. normalità

972. La molarità (M) esprime il numero di:

- A. moli di soluto per kg di solvente
- B. moli di solvente per litro di soluzione
- C. moli di soluto per litro di soluzione
- D. molecole di soluto per litro di soluzione
- E. grammi di soluto per litro di solvente

973. Il numero di moli di un soluto per litro di soluzione esprime:

- A. la molalità
- B. la molarità
- C. il percento in peso
- D. la normalità
- E. la frazione molare

974. Con quale simbolo viene rappresentata la molarità?

- A. n
- B. N
- C. M
- D. m
- E. Mo

975. Come viene rappresentata la molarità?

- A. Mo
- B. m
- C. n
- D. N
- E. in nessuno dei modi proposti

976. Cosa indica la "normalità" di una soluzione?

- A. Numero di equivalenti di soluto per chilogrammo di soluzione
- B. Grammi di soluto per litro di soluzione
- C. Numero di equivalenti di soluto per litro di soluzione
- D. Numero di moli di soluto per chilogrammo di soluzione
- E. Numero di moli di soluto per litro di soluzione

977. Una soluzione acquosa 1,5 N di H_2SO_4 contiene:

- A. 3 moli di H^+ in 1 litro di soluzione
- B. 98 g di H_2SO_4 in 1 litro di soluzione
- C. 1,5 grammoequivalenti di H_2SO_4 in 1 litro di soluzione
- D. 3 moli di SO_4^{2-} in 1 litro di soluzione
- E. 49 g di H_2SO_4 in 3 litri di soluzione

978. Due soluzioni con uguale normalità contengono uguale numero di:

- A. atomi per litro
- B. equivalenti di soluto per litro di soluzione
- C. moli per litro
- D. equivalenti di soluto per kg di solvente

E. grammi di soluto per litro di soluzione

979. Prendendo in esame una determinata soluzione, nelle condizioni ordinarie di temperatura e pressione, che cosa esprime la sua normalità?

- A. la concentrazione
- B. la saturazione
- C. la tensione superficiale
- D. il suo stato di aggregazione
- E. la tensione di vapore

980. Il peso equivalente di un ossidante in una reazione di ossido-riduzione si definisce come il rapporto fra il suo peso molecolare e il numero di:

- A. elettroni acquistati nella reazione
- B. ossidazione che possiede
- C. moli della sostanza che viene ossidata
- D. elettroni da lui ceduti nella reazione
- E. protoni che può cedere

981. La molalità di una soluzione indica il numero di moli di soluto contenute in un:

- A. litro di solvente
- B. litro di soluzione
- C. chilogrammo di solvente
- D. grammo di soluzione
- E. grammo di solvente

982. La molalità di una soluzione esprime:

- A. il numero di grammi in 100 g di soluzione
- B. il numero di grammi in 1000 g di solvente
- C. il numero di moli in 1000 mL di soluzione
- D. il numero di moli in 1000 g di solvente
- E. il numero di moli in 100 mL di solvente

983. La concentrazione espressa in percento in massa indica i grammi di soluto in:

- A. 100 g di soluzione
- B. 100 cm^3 di solvente puro
- C. 100 cm^3 di soluzione
- D. 100 mL di soluzione
- E. 100 g di solvente puro

984. [O] Il numero di moli di soluto contenute in ogni kg di solvente viene definito:

- A. frazione molare del soluto
- B. molalità
- C. molarità
- D. frazione molare del solvente
- E. normalità

985. Quali fra queste unità rappresenta il numero di moli di soluto disciolte in 1 Kg di solvente puro?

- A. percento in peso
- B. frazione molare
- C. normalità
- D. molalità
- E. molarità

986. [O/PS] La frazione molare del solvente è il rapporto tra:

- A. le moli di solvente e le moli totali
- B. le moli di solvente e i grammi di soluto
- C. le moli di solvente e i grammi di soluzione
- D. i grammi di solvente e le moli totali
- E. le moli di solvente e le moli di soluto

987. La frazione molare del solvente è il rapporto tra:

- A. moli di solvente e moli totali (solvente e soluto)
- B. moli di soluto e moli di solvente
- C. moli di solvente e grammi di soluzione
- D. moli di soluto e moli totali (solvente e soluto)
- E. grammi di solvente e moli totali (solvente e soluto)

988. Quali tra queste unità rappresenta il rapporto tra il numero di moli del soluto e il numero di moli totali (soluto + solvente)?

- A. molalità
- B. frazione molare
- C. molarità
- D. percento in peso
- E. normalità

989. [M] "La concentrazione di una soluzione può essere espressa in vari modi; la molarità, cioè il numero di moli di soluto in ogni litro di soluzione, è ovviamente indipendente dal peso molecolare del solvente; le frazioni molari del solvente e del soluto, cioè i rapporti tra le moli rispettivamente di solvente e soluto e le moli totali, dipendono invece dal valore del peso molecolare del solvente, oltre che, ovviamente, dal valore del peso molecolare del soluto". **Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. la frazione molare del soluto si calcola dividendo le moli di soluto per le moli totali
- B. per calcolare la molarità non è necessario conoscere il peso molecolare del solvente
- C. la frazione molare del solvente si calcola dividendo le moli di solvente per le moli totali
- D. per calcolare le frazioni molari è superfluo conoscere il peso molecolare del soluto
- E. la molarità di una soluzione può essere calcolata dividendo le moli di soluto per i litri di soluzione in cui esse moli sono contenute

990. [V] "Esistono vari modi per esprimere la concentrazione di una soluzione; le frazioni molari del solvente e del soluto, cioè i rapporti tra le moli rispettivamente di solvente e soluto e le moli totali, dipendono dal valore del peso molecolare del solvente, oltre che, ovviamente, dal valore del peso molecolare del soluto, mentre la molarità, cioè il numero di moli di soluto in ogni litro di soluzione, è ovviamente indipendente dal peso molecolare del solvente". **Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. per calcolare la molarità non è necessario conoscere il peso molecolare del solvente
- B. la molarità di una soluzione può essere calcolata dividendo le moli di soluto per i litri di soluzione in cui esse moli sono contenute
- C. per calcolare le frazioni molari non è necessario conoscere il peso molecolare del soluto
- D. la frazione molare del soluto si calcola dividendo le moli di soluto per le moli totali
- E. la frazione molare del solvente si calcola dividendo le moli di solvente per le moli totali

CALCOLI SULLE SOLUZIONI

991. Una soluzione 2 molare (M) di NaCl (peso molecolare 58) in acqua è formata da:

- A. 1 mole di NaCl in 100 mL di soluzione
- B. 116 mg di NaCl in 1 mL di soluzione
- C. 2 moli di NaCl in 1 mL di acqua
- D. 2 g di NaCl in 2 mL di soluzione
- E. 29 g di NaCl in 1 litro di soluzione

► 2 M corrisponde a $2 \cdot 58 \text{ g/L} = 116 \text{ g/L} = 116 \text{ g}/1000 \text{ mL} = 116 \text{ mg/mL}$.

992. Una soluzione acquosa di glucosio (peso molecolare 180) alla concentrazione 0,4 molare è formata da:

- A. 400 g di glucosio per litro di acqua
- B. 180 g di glucosio per litro di soluzione
- C. 400 mg di glucosio per 100 mL di soluzione
- D. 0,4 g di glucosio per litro di solvente
- E. 72 g di glucosio per litro di soluzione

► Vedi quiz 991.

993. Una soluzione di glucosio 5%:

- A. contiene 5 mg di glucosio in 1 litro di soluzione
- B. contiene 5 g di glucosio in 100 mL di soluzione
- C. contiene 5 mg di glucosio in 100 mL di soluzione
- D. contiene 5 g di glucosio in 1 litro di soluzione
- E. contiene 5 g di glucosio in 100 litri di soluzione

► È da tenere presente che quando la concentrazione di una soluzione è espressa come percento ad essa possono corrispondere due tipi di concentrazioni diverse: il primo, quello del quiz, che esprime il rapporto peso/volume (espresso in mL) in percentuale; il secondo che esprime il rapporto peso/peso in percentuale.

994. Quanti grammi di HCl (P.M. = 36) sono contenuti in 100 mL di una soluzione 1 M?

- A. 3,6
- B. 2
- C. 36
- D. 0,25
- E. 0,36

► $1 \text{ M} = 36 \text{ g/L} = 36 \text{ g}/1000 \text{ mL} = 3,6 \text{ g}/100 \text{ mL}$.

995. Quanti grammi di HCl (P.M. = 36,5) sono contenuti in 100 mL di una soluzione 1 M?

- A. 3,65
- B. 1,1
- C. 0,25
- D. 3,8
- E. 2

► Vedi quiz 994.

996. Sapendo che il peso atomico del bario è 137 e del cloro 35, un litro di soluzione 0,5 M di cloruro di bario ne contiene:

- A. 86 g
- B. 35 g
- C. 207g
- D. 135g
- E. 103,5 g

► $\text{BaCl}_2 \text{ P.M.} = 137 + 35 \cdot 2 = 207. 207 \cdot 0,5 \text{ mol} = 103,5 \text{ g}$.

997. Una soluzione di alcol etilico al 90% peso/peso in acqua contiene:

- A. 90 g di alcol etilico ogni 100 moli di acqua
- B. 90 g di alcol etilico ogni 100 g di soluzione
- C. 90 g di alcol etilico ogni 100 mL di solvente
- D. 90 mg di alcol etilico ogni 100 mg di acqua
- E. 90 g di alcol etilico ogni 100 mL di acqua

998. Una soluzione di NaCl allo 0,9% (peso/volume) contiene:

- A. 0,9 moli di NaCl in 100 mL
- B. 9 mg di NaCl in 1 mL
- C. 900 mg di NaCl in 1 L

- D. 90 mg di NaCl in 100 mL
E. 0,9 g di NaCl in 1 mL

► $0,9 \text{ g}/100 \text{ mL} = 0,009 \text{ g/mL} = 9 \text{ mg/mL}$.

999. Quanti grammi di un soluto al 25% (p/v) sono presenti in 500 mL di soluzione?

- A. 12,5 g
B. 125 g
C. 50 g
D. 100 g
E. 25 g

► $25 \text{ g}/100 \text{ mL} = 125 \text{ g}/500 \text{ mL}$.

1000. L'aceto contiene il 5% in peso di acido acetico e ha una densità approssimativa di 1,0 g/ml. Qual è la massa, espressa in grammi, di acido acetico contenuta in 5 litri di aceto?

- A. 1,025
B. 25
C. 12,05
D. 125
E. 250

► 5 litri sono 5000 g. Il 5% di 5000 g sono 250 g.

1001. Quanti grammi di un soluto al 5% (peso/volume) sono sciolti in 200 mL di soluzione?

- A. 20 g
B. 10 g
C. 30 g
D. 50 g
E. 5 g

► Vedi quiz 999.

1002. Quanti grammi di un soluto al 3% (P/V) sono sciolti in 600 mL di soluzione?

- A. 30 g
B. 18 g
C. 600 g
D. 3 g
E. 100 g

► Vedi quiz 999.

1003. Quanti grammi di un soluto al 7% sono sciolti in 500 mL di soluzione?

- A. 35 g
B. 3,5
C. 700 g
D. 70 g
E. 7 g

1004. [M] Quanti grammi di H_2SO_4 (P.M. = 98 u.m.a.) sono contenuti in 250 ml di una soluzione acquosa 2 M di H_2SO_4 ?

- A. 98 g
B. 24,5 g
C. 13 g
D. 49 g
E. 57 g

► $2 \text{ M} = 98 \cdot 2 = 196 \text{ g/L} = 196 \text{ g}/1000 \text{ mL} = 49 \text{ g}/250 \text{ mL}$.

1005. [M/O] In 100 ml di una soluzione 2M sono presenti 6

grammi di soluto. Qual è il peso molecolare del soluto in u.m.a.?

- A. 60
B. 12
C. 3
D. 30
E. 120

► Infatti, in 0,1 L di soluzione 2 M sono presenti 0,2 mol di soluto. Siccome $\text{mol} = \text{g}/\text{PM}$, $\text{PM} = \text{g}/\text{mol}$, $6/0,2 = 30$.

1006. [V] Quanti grammi di NaOH (PM = 40) si devono sciogliere in 500 ml di acqua per ottenere una soluzione acquosa 1 M di NaOH?

- A. 7
B. 2
C. 20
D. 40
E. 80

► $1 \text{ M} = 40 \cdot 1 = 40 \text{ g/L} = 40 \text{ g}/1000 \text{ mL} = 20 \text{ g}/500 \text{ mL}$.

1007. [V] Quanti grammi di NaOH (40 u.m.a.) bisogna sciogliere in 200 ml di acqua per preparare una soluzione 0,1 M?

- A. 4,0 g
B. 1,6 g
C. 0,4 g
D. 8,0 g
E. 0,8 g

► Una soluzione 0,1 M contiene 0,1 mol in 1000 mL, quindi $0,1 \text{ mol}/5 = 0,02 \text{ mol}$ in 200 mL. $0,02 \text{ mol di KOH} \cdot 40 = 0,8 \text{ g}$.

1008. [O] Quanti g di MgSO_4 (P.M. = 120) occorrono per preparare 2000 mL di una soluzione 3 M?

- A. 500g
B. 360g
C. 720g
D. 480g
E. 120g

► $2 \text{ moli/L} = 6 \text{ moli}/2\text{L}$; $120 \cdot 6 \text{ mol} = 720 \text{ g}$.

1009. Un aiuto cuoco deve preparare l'acqua per la pasta asciutta e, secondo la ricetta del cuoco (amante della chimica), deve fare in modo che i 10 litri di soluzione acquosa finale abbiano una concentrazione molare di NaCl (P.M. = 58) pari a 0,15 M. Indicare la massa di sale da sciogliere nei 10 litri dell'acqua del pentolone:

- A. 29 g
B. 87 g
C. 15 g
D. 5,8 g
E. 58 g

► $0,15 \text{ M}$ corrisponde a $0,15 \text{ mol/L} = 1,5 \text{ moli}/10 \text{ L}$. Quindi $58 \cdot 1,5 \text{ mol} = 87 \text{ g}$.

1010. Una soluzione 1 molare contiene 40 g di un composto in mezzo litro di soluzione. Qual è il peso molecolare del composto?

- A. 8
B. 4
C. 20
D. 40
E. 80

► $40 \text{ g}/0,5 \text{ L} = 80 \text{ g/L}$, quindi P.M. = 80.

1011. Una soluzione 0,5 M di un composto X contiene 50 g di composto per litro di soluzione. Qual è il peso molecolare del composto X?

- A. 10
- B. 25
- C. 100
- D. 50
- E. 500

► 50 g corrispondono a mezza mole. Quindi una mole corrisponde a 100 g.

1012. Dato un composto chimico, detto A, di peso molecolare 50 e di densità 1 g/mL, quale tra le seguenti soluzioni preparate sciogliendo A in acqua contiene una maggiore quantità di A per litro di soluzione?

- A. soluzione al 5% volume:volume
- B. soluzione 1 molare
- C. soluzione al 10 % in peso
- D. soluzione contenente 20 grammi di A per litro di soluzione
- E. soluzione 0,5 molale

► A. in 1 L ci sono 50 mL di A pari a 50 g, pari a 1 mole. B. in 1 L c'è 1 mole. C. in 1 L ci sono 100 g pari a 2 moli. D. 0,4 moli in un litro. E. approssimativamente 0,5 moli in un litro.

1013. La salinità del mare si aggira intorno al 3,5%. Con questa affermazione si intende che:

- A. su 1.000 g di acqua di mare, 35 g sono di sali
- B. su 100 g di acqua di mare, 0,035 g sono di sali
- C. su 35.000 g di acqua di mare, 100 g sono di sali
- D. su 35.000 g di acqua di mare, 35 g sono di sali
- E. su 35.000 g di acqua di mare, 1.000 g sono di sali

1014. [M/O] Con il termine "acqua dura" si indica:

- A. ossido di deuterio
- B. acqua ricca di sali
- C. acqua pesante
- D. perossido di idrogeno
- E. acqua non potabile

► Vedi anche quiz 211.

1015. Una soluzione di glucosio contiene 80 grammi di zucchero in un litro di acqua; per diluire la soluzione:

- A. si deve aggiungere altro glucosio
- B. si deve sottrarre acqua
- C. si deve riscaldare la soluzione a 100 °C
- D. si deve ridurre il volume alla metà
- E. si deve aggiungere altra acqua

1016. La concentrazione di una soluzione acquosa di NaCl è 10^{-2} M. Ciò significa che in un litro di soluzione sono disciolti:

- A. un numero di Avogadro di molecole
- B. 100 molecole di NaCl
- C. 0,01 mg di NaCl
- D. 10 grammi di sale
- E. 0,01 moli di NaCl

1017. [M/O] Calcolare la quantità di ammoniaca (17 u.m.a.) contenuta in 500 ml di una soluzione acquosa 0,02 M.

- A. 0,085 g
- B. 0,17 g
- C. 0,34 mg
- D. 0,17 mg

E. 0,34 g

► 1 litro contiene 0,02 mol; 500 ml contengono 0,01 mol. $0,01 \cdot 17 = 0,17$.

1018. [M/O] Calcolare qual è la concentrazione percentuale in massa (m/m) di una soluzione ottenuta sciogliendo 5,4 g di NaCl in 535,6 g di acqua.

- A. 40%
- B. 10%
- C. 0,10%
- D. 20%
- E. 1,0%

► $5,4/(5,4 + 535,6) \cdot 100 = 1\%$.

1019. [M/O] Date due soluzioni, la prima contenente 0,50 mol di NaCl in 250 ml di acqua e la seconda contenente 0,20 mol di NaCl in 100 ml di acqua, si può affermare che:

- A. le due soluzioni hanno la stessa molalità, ma la prima ha una molarità maggiore
- B. le due soluzioni hanno la stessa concentrazione
- C. la prima soluzione è più concentrata della seconda
- D. la seconda soluzione ha concentrazione più che doppia rispetto alla prima
- E. la prima soluzione è più diluita della seconda

1020. Quanti grammi di soluto al 15% (P/V) sono presenti in 600 ml di soluzione?

- A. 15 g
- B. 60 g
- C. 90 g
- D. 600 g
- E. 1,5 g

1021. Il peso molecolare del cloruro di sodio (NaCl) è 58. Quanti grammi di NaCl è necessario pesare per ottenere 1 litro di soluzione 0,2 molare?

- A. 0,2
- B. 116
- C. 11,6
- D. 58
- E. 580

► Infatti, in 1 L di soluzione 0,2 M di NaCl ci sono 0,2 mol di sale. Quindi $0,2 \text{ mol} \cdot 58 \text{ g/mol} = 11,6 \text{ g}$.

1022. [M] Quanti grammi di una sostanza avente peso molecolare pari a 100 u.m.a. sono necessari per preparare 10 ml di una soluzione 2,5 M?

- A. 1,25
- B. 10,00
- C. 250,00
- D. 5,00
- E. 2,50

► In una soluzione 2,5 M sono contenute 2,5 mol in 1 L. Quindi in 10 mL, saranno contenute $2,5/100 = 0,025$ mol. $0,025 \cdot 100 = 2,50$ g di sostanza.

1023. Il peso molecolare del fluoruro di potassio (KF) è 58. Quanti grammi di KF è necessario pesare per ottenere 1 litro di soluzione 0,1 molare (M)?

- A. 580 g
- B. 5,8 g

- C. 100 g
- D. 0,1 g
- E. 58 g

1024. Come si preparano 100 mL di una soluzione acquosa di NaCl (PM 58) all'1% peso/volume?

- A. Si aggiungono 58 g di NaCl e 42 mL di acqua
- B. Si pesano 58 g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- C. Si pesa l'1% di 58 g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- D. Si pesano 10 g di NaCl e si aggiunge acqua fino al volume totale della soluzione di 100 mL
- E. Si pesa 1 g di NaCl e si aggiunge acqua fino al volume totale della soluzione di 100 mL

1025. Come si preparano 100 mL di una soluzione acquosa di NaCl (PM 58) al 2% peso/volume?

- A. Si pesano $58 \cdot 2$ g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- B. Si pesano 2 moli di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- C. Si pesa il 2% di 58 g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- D. Si pesano 2 g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- E. Si pesano 2 g di NaCl e si aggiunge acqua fino al volume totale della soluzione di 100 mL

1026. Come si preparano 100 mL di una soluzione acquosa di NaCl (PM 58) al 4% peso/volume?

- A. si pesano 58×4 g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- B. si pesano 58 gr di NaCl e si aggiunge acqua fino ad arrivare a 100 mL
- C. si pesano 34 g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua
- D. si pesano 4 g di NaCl e si aggiunge acqua fino al volume totale della soluzione di 100 mL
- E. si pesa il 4% di 58 g di NaCl e si aggiungono 100 mL di acqua

1027. Qual è la concentrazione molare dell'acqua?

- A. 55,5 M
- B. 18 M
- C. 1.000 M
- D. 40,4 M
- E. 100 M

► Un litro di acqua corrisponde a 1000 g. $1000/18 = 55,5$.

1028. Una soluzione 1 M contiene:

- A. 1 mole di soluto per litro di soluzione
- B. 1 mole di soluto per litro di solvente
- C. 1 mole di soluto per 1000 g di solvente
- D. 1 g di soluto per 1000 g di solvente
- E. 1 g di soluto per litro di soluzione

1029. [M] Una soluzione 0,1 molare si prepara sciogliendo 0,1 moli di soluto in:

- A. un chilo di soluzione
- B. un chilo di solvente
- C. 10 millilitri di soluto
- D. 100 millilitri di solvente
- E. un litro di soluzione

1030. Una soluzione a concentrazione 0,1 M contiene:

- A. 0,1 moli di soluto in un mL di soluzione
- B. 0,001 moli di soluto in 1 L di soluzione
- C. 0,1 moli di soluto in 100 mL di soluzione
- D. 0,0001 moli di soluto in un mL di soluzione
- E. 0,1 g di soluto in 1 L di soluzione

► 0,1 M corrisponde a 0,1 moli/L, quindi 0,0001 moli/mL.

1031. [V] Una soluzione acquosa di acido solforico 0,1 M contiene:

- A. 1 mL di acido in 1 mL di soluzione
- B. 0,1 mol di acido in 100 mL di soluzione
- C. 0,0001 mol di acido in 1 mL di soluzione
- D. 0,1 mol di acido in 10 litri di acqua
- E. 0,001 mol di soluto in 1 litro di soluzione

1032. Una soluzione 1 molare (M) di fruttosio contiene:

- A. 1 mole di fruttosio in 100 ml di soluzione
- B. 100 g di fruttosio in 1 L di soluzione
- C. 10 g di fruttosio in 10 ml di solvente
- D. 1 g di fruttosio in 1 ml di soluzione
- E. 10 moli di fruttosio in 10 L di soluzione

1033. Una soluzione acquosa di saccarosio 1 molare (1 M) è formata da:

- A. 1 mole di saccarosio in 1 litro di soluzione
- B. 1 mole di saccarosio in 100 millilitri di acqua
- C. 100 g di saccarosio in un litro di soluzione
- D. 1 g di saccarosio in un millilitro di soluzione
- E. 100g di saccarosio in 100 millilitri di soluzione

1034. [M/V/PS] Una soluzione 1 M di HCl contiene:

- A. 1 mole di acido per 1000 g di solvente
- B. 1 mole di acido per 1 litro di soluzione
- C. 1 molecola di soluto per 1000 g di solvente
- D. 1 mole di acido per 1 kg di solvente puro
- E. 1 mole di acido per 1 mL di soluzione

1035. [M] Una soluzione 1M di KCl contiene:

- A. 1 mole di soluto per mL di soluzione
- B. 1 g di KCl per mL di soluzione
- C. 1 mole di soluto per 1 litro di soluzione
- D. 1 mole di soluto per 1 mole di solvente
- E. 1 mole di soluto per 1 kg di soluzione

1036. Quante moli di soluto per litro contiene una soluzione 2 M?

- A. 0,002
- B. 1
- C. 2
- D. 0,2
- E. $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$

1037. Una soluzione 2 M di NaCl contiene:

- A. un numero di grammi pari al Peso Molecolare del NaCl in 1 L di soluzione
- B. 2 moli di NaCl in 3 litri di soluzione
- C. 2 moli di NaCl in 1 L di soluzione
- D. 2 grammi di NaCl in un litro di soluzione
- E. 2 moli di NaCl in 2 L di solvente

1038. Una soluzione 10^{-3} M di KCl contiene:

- A. 1 millimole di soluto per 1 litro di soluzione
- B. 1 mole di soluto per 1 kg di soluzione
- C. 1 g di KCl per ml di soluzione
- D. 1 mole di soluto per ml di soluzione
- E. 1 mole di KCl per moli di solvente

1039. Una soluzione che contiene 0,05 moli di HCl in 100 mL di soluzione è:

- A. 0,05 m
- B. 0,05 N
- C. 0,5 m
- D. 0,5 M
- E. 0,05 M

► $0,05 \text{ mol/l} / 100 \text{ mL}$ corrisponde a $0,5 \text{ mol/L}$.
Quindi la concentrazione è $0,5 \text{ M}$.

1040. [V/PS] A quale volume bisogna diluire 50 mL di soluzione acquosa di $\text{KOH } 6 \text{ M}$ per ottenere $\text{KOH } 0,2 \text{ M}$?

- A. 1500 mL
- B. 200 mL
- C. 250 mL
- D. 3000 mL
- E. 300 mL

► $MV = M'V'$, $50 \text{ mL} \cdot 6 \text{ M} = x \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M}$.
Quindi $x = 50 \cdot 6 / 0,2 = 1500 \text{ mL}$.

1041. [V] Quanti ml di acqua devono essere aggiunti a 150 ml di una soluzione $0,4 \text{ M}$ per avere una concentrazione finale pari a $0,1 \text{ M}$?

- A. 250
- B. 300
- C. 150
- D. 450
- E. 600

► $MV = M'V'$, $150 \text{ mL} \cdot 0,4 \text{ M} = x \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ M}$.
Quindi $x = 150 \cdot 0,4 / 0,1 = 600 \text{ mL}$. $600 - 150 = 450 \text{ mL}$ da aggiungere.

1042. A quale volume è necessario portare 30 mL di $\text{HCl } 3 \text{ M}$ per ottenere $\text{HCl } 0,5 \text{ M}$?

- A. 180 mL
- B. 90 mL
- C. 360 mL
- D. 60 mL
- E. 5 mL

1043. A quale volume si devono diluire 60 ml di $\text{NaOH } 6 \text{ M}$ per ottenere $\text{NaOH } 0,5 \text{ M}$?

- A. 180 ml
- B. 360 ml
- C. 720 ml
- D. 60 ml
- E. 120 ml

1044. [M/O/PS] A quale volume bisogna diluire 10 mL di $\text{HCl } 6 \text{ M}$ per ottenere $\text{HCl } 0,5 \text{ M}$?

- A. 200 mL
- B. 120 mL
- C. 300 mL
- D. 60 mL
- E. 30 mL

1045. [V] A quale volume si devono portare 10 ml di $\text{HCl } 6 \text{ M}$ perché la concentrazione finale sia $0,5 \text{ M}$?

- A. 83 ml
- B. 120 ml
- C. 60 ml
- D. 12 ml
- E. 240 ml

1046. [M/PS] A quale volume bisogna diluire 10 mL di $\text{HCl } 8 \text{ M}$ per ottenere $\text{HCl } 0,4 \text{ M}$?

- A. 32 mL
- B. 80 mL
- C. 40 mL
- D. 200 mL
- E. 400 mL

1047. A quale volume si devono diluire 10 mL di $\text{NaOH } 6 \text{ M}$ per ottenere $\text{NaOH } 0,5 \text{ M}$?

- A. 20 mL
- B. 300 mL
- C. 120 mL
- D. 60 mL
- E. 30 mL

1048. A quale volume si devono diluire 40 mL di $\text{NaOH } 6 \text{ M}$ per ottenere $\text{NaOH } 0,5 \text{ M}$?

- A. 240 mL
- B. 400 mL
- C. 120 mL
- D. 480 mL
- E. 60 mL

1049. A quale volume si devono diluire 100 mL di $\text{NaOH } 6 \text{ M}$ per ottenere $\text{NaOH } 0,5 \text{ M}$?

- A. 200 mL
- B. 900 mL
- C. 300 mL
- D. 1200 mL
- E. 600 mL

1050. A quale volume si devono diluire 150 mL di $\text{HCl } 6 \text{ M}$ per ottenere $\text{HCl } 0,5 \text{ M}$?

- A. 300 mL
- B. 1800 mL
- C. 450 mL
- D. 600 mL
- E. 900 mL

1051. [V] Determina quanti mL di una soluzione acquosa 10 N di HCl si devono prelevare per preparare 500 mL di una soluzione 10^{-2} N :

- A. $6,0$
- B. $5,5$
- C. $0,5$
- D. $5,0$
- E. 10

1052. Qual è il volume di una soluzione acquosa di $\text{KOH } 0,20 \text{ M}$ che si deve adoperare per preparare 200 ml di una soluzione di $\text{KOH } 0,09 \text{ M}$?

- A. 50 ml
- B. 120 ml
- C. 90 ml
- D. 112 ml
- E. 10 ml

1053. [M] A 50 mL di una soluzione $0,06 \text{ M}$ di HCl , viene aggiunto un volume pari al doppio di una soluzione identica di $\text{HCl } 0,06 \text{ M}$. Come cambia la concentrazione della soluzione?

- A. si dimezza
- B. diventa un terzo
- C. triplica
- D. resta uguale
- E. raddoppia

1054. [V] Una soluzione acquosa contiene 4,2 g di HCl (P.M. = 36,4) in 100 mL di soluzione. La molarità è circa:

- A. 1,15
- B. 0,87
- C. 19
- D. 5,21
- E. 0,12

► $4,2 \text{ g}/36,4 = 0,115 \text{ moli}/100 \text{ mL}$, quindi $1,15 \text{ moli}/\text{L}$, da cui $1,15 \text{ M}$.

1055. [O] Calcolare la molarità di una soluzione contenente 8 g di NaOH (P.M. = 40) in 100 mL di soluzione.

- A. 0,1 M
- B. 10 M
- C. 2 M
- D. 0,2 M
- E. 0,5 M

1056. [V] Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 49 g di H_2SO_4 (98 u.m.a.) in 250 ml di acqua.

- A. 2,0 M
- B. 0,1 M
- C. 4,0 M
- D. 1,0 M
- E. 0,2 M

1057. La molarità di una soluzione acquosa di NaCl che contiene 0,3 moli di sale in 100 mL è:

- A. 0,3 M
- B. 0,6 M
- C. 6,0 M
- D. 3,0 M
- E. 1,5 M

1058. Indicare la molarità della soluzione formata da 18,4 g di glicerolo (peso molecolare 92) in 200 millilitri di soluzione.

- A. 0,2 M
- B. 2 M
- C. 0,5 M
- D. 1 M
- E. 1,84 M

1059. Qual è la concentrazione molare di un litro di soluzione acquosa contenente 3,6 g di fruttosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)?

- A. 0,02 M
- B. 0,5 N
- C. 0,2 m
- D. 0,05 M
- E. 0,05 m

1060. [O/PS] In 2.000 mL di una soluzione acquosa sono presenti 3,65 g di HCl (P.M. = 36,5 u.m.a.); la concentrazione della soluzione è:

- A. 0,05 m
- B. 3,65 M
- C. 0,5 M
- D. 0,05 M
- E. 0,1 M

1061. In una soluzione acquosa del volume complessivo di 500 mL sono presenti 20 g di idrossido di sodio. Sapendo che il peso formula dell'idrossido di sodio è 40, la concentrazione della soluzione è:

- A. 20% peso a volume
- B. 1 molale

- C. 0,5 molare
- D. 20% peso a peso
- E. 1 molare

1062. [M/PS] In 500 mL di una soluzione acquosa sono presenti 2 g di NaOH (P.M. = 40 u.m.a.); la concentrazione della soluzione è:

- A. 0,05 M
- B. 0,1 M
- C. 0,1 m
- D. 1 M
- E. 1 m

1063. Se 100 mL di soluzione acquosa contengono 34 g di saccarosio (peso molecolare 340) la concentrazione della soluzione è:

- A. 1 molare
- B. 34 millimolare
- C. 340 millimolare
- D. 3,4 molare
- E. 0,1 molare

1064. Se 100 mL di soluzione acquosa contiene 18 g di glucosio (peso molecolare 180), la concentrazione della soluzione è:

- A. 180 millimolare
- B. 1,8 molare
- C. 0,1 molare
- D. 1 molare
- E. 18 molare

1065. [M] Calcola la molarità della soluzione preparata sciogliendo 1,5 mg di carbonato di calcio in 3,0 mL di H_2O . Il P.M. del carbonato di calcio è 100:

- A. $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- B. $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- C. $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- D. $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- E. $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

► Si noti che il calcolo è corretto ma la solubilità del carbonato di calcio non permette la preparazione di una simile soluzione.

1066. I grammi di HCl (p.m. = 36,5 u.m.a.) da sciogliere per avere due litri di soluzione 0,1 M è:

- A. 7,3
- B. 0,73
- C. 36,5
- D. 3,65
- E. 0,365

1067. Qual è la concentrazione molare di un litro di soluzione acquosa contenente 3,6 g di fruttosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)?

- A. 0,02 M
- B. 0,5 N
- C. 0,2 m
- D. 0,05 M
- E. 0,05 m

► È necessario calcolare il PM del fruttosio = 180.

1068. Una soluzione $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ di NaCl contiene:

- A. $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mg}$ di NaCl in un litro
- B. $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ g}$ di NaCl in un litro
- C. $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ moli}$ di NaCl in 10 litri
- D. $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ moli}$ di NaCl in un kg di acqua
- E. $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ millimoli}$ di NaCl in un litro

1069. [V] Sapendo che il peso molecolare dell'acido acetico è 60 e quello dell'acido cloridrico è 36, per ottenere soluzioni delle due sostanze a eguale molarità, si devono sciogliere nello stesso volume:

- A. $60 \cdot 10^{-2}$ g di acido acetico e $36 \cdot 10^{-2}$ g di acido cloridrico
- B. 12 mg di acido acetico e 36 mg di acido cloridrico
- C. 12 g di acido acetico e 3,6 g di acido cloridrico
- D. 12 g di acido acetico e 12 g di acido cloridrico
- E. 10^{-2} g di entrambi i composti

1070. Il peso molecolare del glucosio è 180. Quanti grammi di glucosio occorre pesare per ottenere 1 litro di soluzione 0,1 molare?

- A. 18 g
- B. 0,2 g
- C. 36 g
- D. 180 g
- E. 90 g

► Un litro di soluzione 0,1 molare contiene 0,1 mol di glucosio. Quindi, $180 \text{ g (peso di una mole)} \cdot 0,1 = 18 \text{ g}$.

1071. [V] In una soluzione di glucosio in acqua, la frazione molare del glucosio è 0,04. Pertanto, la frazione molare dell'acqua è:

- A. 0,90
- B. 0,96
- C. 1,04
- D. 0,06
- E. 1,96

► $X = 1 - 0,04 = 0,96$.

1072. Quanti millilitri di etanolo servono per ottenere 1 litro di soluzione acquosa contenente etanolo al 20% (V/V)?

- A. 200 ml
- B. 0,2 ml
- C. 100 ml
- D. 20 ml
- E. 2 ml

SOLUBILITÀ DEI GAS

Un gas si scioglie in un solvente a seconda della natura del gas e del solvente. Gas costituiti da molecole polari si sciolgono in larga misura in solventi polari (HCl e NH_3 in acqua), mentre gas costituiti da molecole apolari si sciolgono poco in solventi polari (ossigeno, azoto e anidride carbonica nell'acqua). Vale l'inverso per solventi apolari. La dissoluzione di un gas in un liquido è *sempre* un processo esotermico, perché si creano interazioni che prima non c'erano. Per questa ragione l'aumento di temperatura sfavorisce *sempre* la dissoluzione di un gas in un liquido. Poiché il gas disciolto occupa lo spazio della soluzione, un gas si scioglie *sempre* con diminuzione di volume e quindi la dissoluzione di un gas in un liquido è *sempre* favorita da un aumento di pressione.

1073. La solubilità di un gas in un liquido:

- A. non dipende dalla pressione
- B. aumenta al crescere della pressione
- C. aumenta quando si somministra calore
- D. non dipende dalla temperatura
- E. aumenta al calare della pressione

1074. La solubilità dell'anidride carbonica in acqua è favorita:

- A. dall'aggiunta di un acido
- B. dall'aggiunta di zucchero
- C. da un aumento della pressione

- D. da una diminuzione della pressione
- E. da un aumento della temperatura

1075. La solubilizzazione di un gas in un liquido:

- A. dipende dalla pressione osmotica della soluzione ottenuta
- B. non cambia al variare della temperatura
- C. è praticamente nulla
- D. avviene soltanto se il gas è ideale
- E. è sempre un processo esotermico

► Vengono infatti create interazioni che prima non c'erano. Conseguenza: l'aumento della temperatura sfavorisce *sempre* la solubilità di un gas in un liquido (vedi quiz 1076, 1077 e 1078).

1076. [O/PS] La solubilità di un gas in un liquido:

- A. è indipendente dalla temperatura
- B. aumenta al diminuire della temperatura
- C. è indipendente dalla pressione parziale del gas
- D. diminuisce all'aumentare della pressione parziale del gas
- E. aumenta all'aumentare della temperatura

1077. La solubilità di N_2 in acqua:

- A. aumenta al diminuire della pressione purché aumenti la temperatura
- B. aumenta al diminuire della temperatura
- C. è massima a 50°C
- D. aumenta al diminuire della pressione
- E. è una proprietà che non dipende dalla temperatura ma solo dalla pressione

1078. Un gas rimane sciolto meglio in una soluzione se:

- A. la soluzione è neutra
- B. la soluzione è calda
- C. la soluzione è fredda
- D. il solvente è solido
- E. la soluzione è densa

1079. L'anidride carbonica (CO_2) si distribuisce con un determinato coefficiente fra la fase gassosa e la fase acquosa. **UNA SOLA delle seguenti affermazioni è CORRETTA. Quale? La concentrazione della CO_2 nella fase acquosa:**

- A. è indipendente dal pH della fase acquosa
- B. aumenta quando la temperatura aumenta
- C. aumenta quando la temperatura diminuisce
- D. diminuisce all'aumentare della pressione
- E. diminuisce quando la temperatura diminuisce

1080. [M] "La legge di Henry, che stabilisce una relazione tra pressione gassosa e solubilità dei gas nei liquidi, è una legge ideale, che viene seguita abbastanza esattamente solo dai gas di bassa solubilità; al crescere della solubilità aumentano invece le deviazioni dalla legge, deviazioni che peraltro tendono a diminuire al crescere della temperatura". **Quale delle seguenti affermazioni PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. la legge di Henry è in realtà un enunciato dell'equazione di stato dei gas ideali
- B. quanto più il gas è solubile nel liquido, tanto maggiori sono le deviazioni dalla legge di Henry
- C. la solubilità dei gas nei liquidi cresce al crescere della temperatura
- D. un gas assai poco solubile in un liquido presenta notevoli deviazioni dalla legge di Henry
- E. i valori delle deviazioni dalla legge di Henry sono inversamente proporzionali alla temperatura

1081. [M/PS] "L'aumento della solubilità dei gas nei liquidi all'aumen-

tare della pressione è responsabile delle embolie. L'azoto è inspirato nei polmoni durante la respirazione, ma solo una piccolissima quantità va a finire nel sangue, in cui l'azoto non è molto solubile a temperatura ambiente. Chi però, come i sommozzatori, respira aria sotto pressione, ha una quantità apprezzabile di azoto disciolto nel sangue; se il sommozzatore riemerge troppo rapidamente, la pressione del gas disciolto diventa superiore alla pressione atmosferica; l'azoto viene allora fuori dalla soluzione, e si possono formare bollicine di gas nel sangue e nei tessuti." **Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. se la pressione del gas sciolto supera la pressione atmosferica, il gas fuoriesce dalla soluzione
- B. i sommozzatori respirano aria a pressione maggiore di quella ordinaria
- C. l'azoto non è insolubile nel sangue
- D. la solubilità dell'azoto nel sangue cresce al crescere della temperatura
- E. se la pressione decresce, diminuisce la solubilità dei gas nei liquidi

1082. [O/PS] La solubilità a pressione costante dell'azoto nell'acqua è massima a:

- A. 200 °C
- B. 100 °C
- C. 0 °C
- D. 1000 °C
- E. 500 °C

► Infatti, a parità di pressione la solubilità di un gas in un liquido è inversamente proporzionale alla temperatura.

1083. La solubilità dell'azoto nell'acqua, a $P = K$, è massima a:

- A. 200 °C
- B. 0 °C
- C. 500 °C
- D. 100 °C
- E. 1000 °C

► Vedi quiz 1082.

ELETTROLITI

Con il termine elettrolita, in chimica, si indicano genericamente le sostanze che in soluzione o allo stato fuso subiscono la dissociazione in ioni; sono potenziali elettroliti gli acidi, le basi e i sali. Il termine si riferisce alla capacità delle soluzioni di condurre la corrente elettrica, caratteristica peculiare di queste specie chimiche. Un elettrolita costituisce quello che viene definito *conduttore ionico* o, alternativamente, *conduttore di seconda specie*. La conduzione non è legata, in questo caso, al libero scorrimento di elettroni entro una struttura cristallina bensì sono gli ioni a farsi carico di "trasportare" la corrente elettrica.

In riferimento a una soluzione, un *elettrolita forte* è presente unicamente sottoforma di ioni solvatati. Un *elettrolita debole*, invece, presenta un equilibrio chimico tra la forma molecolare indissociata e gli ioni che ne derivano per dissociazione. Il grado di dissociazione è un parametro che identifica il livello quantitativo della dissociazione ionica. Si definisce anfotero (o anfotito) un elettrolita con comportamento anfotero (cioè sia acido che basico).

Proprietà salienti degli elettroliti sono la conduttività ionica, le proprietà colligative e il pH delle soluzioni che generano.

Le sostanze che non si dissociano vengono dette non elettroliti.

1084. Gli elettroliti sono sostanze:

- A. solubili nei grassi
- B. insolubili in acqua

- C. che in acqua si scompongono in ioni
- D. che allo stato solido conducono bene la corrente elettrica
- E. che in acqua non si dissociano

1085. Il grado di dissociazione di un elettrolita è definito come:

- A. rapporto tra numero di molecole dissociate e numero di molecole indissociate
- B. rapporto tra numero di molecole dissociate e numero di molecole totali
- C. numero delle molecole indissociate
- D. numero di ioni prodotti dalla dissociazione di una molecola
- E. numero totale delle molecole dissociate

1086. Quale delle seguenti soluzioni conduce in maniera apprezzabile la corrente elettrica?

- A. soluzione acquosa di alcol etilico
- B. soluzione acquosa di glucosio
- C. soluzione di metano in benzina
- D. soluzione di cloruro di sodio in metanolo puro
- E. soluzione acquosa di bromuro di sodio

► Il sale è un elettrolita forte e quindi sotto forma ionica. Gli ioni conducono la corrente elettrica.

1087. L'acqua che usiamo normalmente conduce la corrente elettrica. Ciò avviene perché:

- A. produce elettroni sotto il campo elettrico
- B. contiene ioni che trasportano la corrente
- C. contiene elettroni liberi solvatati
- D. è scissa in H_2^+ e O^- che conducono la corrente
- E. è attraversata da un flusso di neutroni

1088. Quando un elettrolita si dice forte?

- A. solamente quando è un acido forte
- B. quando è parzialmente ionizzato
- C. quando ha molte cariche (positive o negative) effettive
- D. quando ha poche cariche (positive e negative)
- E. quando è totalmente dissociato in ioni

1089. [V] Un elettrolita debole:

- A. è sempre indissociato in soluzione acquosa
- B. non si dissocia mai completamente in soluzione acquosa, ma la dissociazione aumenta se si concentra la soluzione
- C. non si dissocia mai completamente in soluzione acquosa, ma la dissociazione aumenta se si diluisce la soluzione
- D. può dissociarsi completamente se la soluzione acquosa è molto concentrata
- E. può dissociarsi completamente se la soluzione acquosa è molto diluita

1090. [O/PS] Un elettrolita debole:

- A. si dissocia al massimo per il 50%
- B. è tanto meno dissociato, quanto più è concentrata la soluzione in cui è disciolto
- C. è sempre poco dissociato
- D. è dissociato sempre per il 50%
- E. è tanto meno dissociato, quanto più è diluita la soluzione in cui è disciolto

1091. [V] Un elettrolita debole:

- A. è tanto meno dissociato quanto più diluita è la soluzione
- B. è tanto più dissociato quanto più diluita è la soluzione
- C. è poco solubile in acqua
- D. è sempre pochissimo dissociato
- E. non si dissocia affatto

1092. Un elettrolita debole in soluzione acquosa:

- A. è sempre molto dissociato
- B. è sempre totalmente indissociato
- C. è tanto più dissociato, quanto più è diluita la sua soluzione
- D. si dissocia al massimo per il 50%
- E. è tanto più dissociato, quanto più è concentrata la sua soluzione

1093. Quale delle seguenti sostanze è un elettrolita debole?

- A. CH_3COOH
- B. H_2SO_4
- C. KOH
- D. HI
- E. KCl

► Tutti gli acidi carbossilici (organici) essendo acidi deboli sono elettroliti deboli.

1094. Quale delle seguenti sostanze è un elettrolita debole:

- A. NaOH
- B. H_2SO_4
- C. CH_3COOH
- D. HCl
- E. NaCl

1095. Tra le seguenti sostanze indicare l'elettrolita debole:

- A. acido acetico
- B. cloruro di potassio
- C. idrossido di sodio
- D. solfato di rame
- E. acido solforico

1096. Quale delle seguenti sostanze è un elettrolita debole?

- A. idrossido di sodio
- B. cloruro di sodio
- C. acido acetico
- D. solfato di potassio
- E. acido solforico

1097. Quale delle seguenti affermazioni è SCORRETTA a proposito dei sali?

- A. sono tutti elettroliti forti
- B. sono elettroliti forti solo se sono forti l'acido e la base da cui derivano
- C. sono sostanze contenenti legami ionici
- D. il pH delle soluzioni acquose dipende dalla natura del sale
- E. possiedono tutti un reticolo cristallino

1098. Sono sempre elettroliti forti:

- A. i sali
- B. le basi
- C. gli acidi
- D. le anidridi
- E. gli esteri

1099. [O/PS] Sono sempre elettroliti forti:

- A. gli acidi
- B. gli esteri
- C. le basi
- D. i sali solubili
- E. le anidridi

► Lo sono anche i sali poco solubili: non bisogna confondere la solubilità con la capacità di dissociarsi in ioni. Il solfato di bario è poco solubile in acqua, ma la quantità che si scioglie è *completamente* dissociata in ioni.

1100. [M] Sono elettroliti forti in acqua:

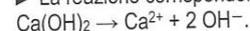
- A. tutti gli idrossidi
- B. tutti gli acidi
- C. tutti i sali solubili
- D. tutte le basi
- E. tutte le anidridi

► Vedi quiz 1099.

1101. Il solido ionico $\text{Ca}(\text{OH})_2$ è un elettrolita forte perciò in acqua si dissocia completamente. Se aggiungiamo due moli di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ad un litro d'acqua che cosa otteniamo?

- A. 2 moli di Ca^{2+} e 4 moli di OH^-
- B. 1 mole di Ca^{2+} e 2 moli di OH^-
- C. 2 moli di Ca^+ e 4 moli di OH_2
- D. 2 moli di Ca^+ e 2 moli di OH^-
- E. 1 mole di Ca^{2+} e 4 moli di OH^-

► La reazione corrispondente bilanciata è:



1102. Il solido ionico MgCl_2 è un elettrolita forte perciò in acqua si dissocia completamente. Se aggiungiamo 3 moli di MgCl_2 ad un litro d'acqua che cosa otteniamo?

- A. 1 mole di Mg^+ , 2 moli di Cl^-
- B. 3 moli di Mg^{2+} , 6 moli di Cl^-
- C. 3 moli di Mg , 3 moli di Cl_2
- D. 3 moli di Mg^{2+} , 3 moli di Cl^-
- E. 3 moli di Mg^{2-} , 6 moli di Cl^+

► La reazione corrispondente bilanciata è: $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$.

1103. Il solido ionico MgCl_2 è un elettrolita forte perciò in acqua si dissocia completamente. Se aggiungiamo 3 moli di MgCl_2 ad un litro d'acqua che cosa otteniamo?

- A. 3 moli di Mg^{2+} , 3 moli di Cl^-
- B. 3 moli di Mg^- , 6 moli di Cl^+
- C. 1 mole di Mg^+ , 2 moli di Cl^-
- D. 3 moli di Mg , 3 moli di Cl_2
- E. 3 moli di Mg^{2+} , 6 moli di Cl^-

► Infatti, $3 \text{MgCl}_2 \rightarrow 3 \text{Mg}^{2+} + 6 \text{Cl}^-$.

1104. NaCl posto in acqua dà:

- A. non si dissocia
- B. NaOH , HCl
- C. NaH , ClOH
- D. Na^+ , Cl^-
- E. NaOH , HCl

1105. Se uno ione ha carica maggiore di un altro della stessa specie, come sarà la sua soluzione rispetto a quella dell'altro ione?

- A. Meno conduttrice
- B. Ugualmente conduttrice
- C. Nessuna delle due è conduttrice di elettricità
- D. Più conduttrice
- E. Nessuna delle risposte precedenti

► Si intende che il confronto avviene tra soluzioni di pari concentrazioni.

1106. [M] "Gli effetti della corrosione sono massimi nelle città e nelle zone industriali, dove nell'aria si trovano tracce sensibili di gas (come CO_2 , H_2S , SO_2 , NH_3 , NO_2 , ecc.) che favoriscono l'attacco chimico dei metalli, e dove abbondano nel terreno correnti elettriche vaganti (do-

vute ad esempio alle linee di ritorno della trazione elettrica) che danno luogo a vere elettrolisi, nelle quali le strutture metalliche interrato fungono da elettrodi, e i sali contenuti nel terreno da elettroliti". **Quale delle seguenti affermazioni PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. nell'aria delle zone industriali avvengono delle vere elettrolisi
- B. nel terreno sono contenute sostanze capaci di dissociarsi in ioni
- C. la presenza dei gas inquinanti nell'aria determina la formazione di correnti vaganti nel terreno
- D. la presenza di ammoniaca nell'aria è la principale causa di corrosione nelle aree urbane
- E. nelle aree urbane e nelle zone industriali i principali componenti dell'aria sono i gas inquinanti

1107. [M] "Il grado di dissociazione, indicato col simbolo α , viene definito come la frazione di elettrolita che si dissocia, cioè come il rapporto tra il numero di moli ionizzate e il numero di moli originarie; così, ad esempio, se mettiamo in soluzione 1,2 moli di elettrolita, e osserviamo che 0,3 moli si dissociano in ioni, mentre le rimanenti 0,9 moli restano indissociate, il grado di dissociazione, in base alla definizione precedente, è dato dal rapporto tra 0,3 e 1,2. Si ha pertanto $\alpha = 0,3/1,2 = 0,25$. Spesso viene usata, invece del grado di dissociazione, la percentuale di dissociazione, che è data da α moltiplicato per 100; così, nel caso dell'esempio, la percentuale di dissociazione è del 25%". **Quale delle seguenti affermazioni È IN ACCORDO con il contenuto del brano precedente?**

- A. sulla base della definizione data, α può assumere valori sia positivi che negativi
- B. se la percentuale di dissociazione è 0.02%, il grado di dissociazione è 1/5000
- C. sulla base della definizione data, α deve essere compreso tra zero e infinito
- D. se su 0.4 moli iniziali se ne dissociano 0.3, la percentuale di dissociazione è del 7.5%
- E. se su 2.0 moli iniziali se ne dissociano 0.4, e le rimanenti 1.6 restano indissociate, il grado di dissociazione è dato da $0.4/1.6 = 0.25$

PROPRIETÀ COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI

Le proprietà colligative delle soluzioni sono quelle che dipendono dalla concentrazione delle particelle di soluto e non dalla natura delle stesse. Per particella si intende una molecola (di qualsiasi natura) o uno ione (di qualsiasi natura). Le proprietà colligative sono: l'abbassamento della pressione di vapore rispetto al solvente puro, l'abbassamento della temperatura di congelamento, l'innalzamento della temperatura di ebollizione e la pressione osmotica.

1108. Cosa sono le proprietà colligative delle soluzioni?

- A. le proprietà di una soluzione che dipendono dal numero di particelle di soluto presenti
- B. le proprietà di una miscela di gas collegate al tipo di gas presenti
- C. le proprietà di una soluzione che dipendono dall'energia interna delle molecole di soluto
- D. le proprietà di una soluzione che dipendono dalla natura chimica del soluto
- E. temperatura, pH e concentrazione salina di una soluzione

1109. [M] Vengono chiamate colligative le proprietà il cui valore dipende solo dal numero, e non dalla natura, delle particelle che le determinano. È sperimentalmente accertato che, in recipienti di uguale volume e alla stessa temperatura, una mole di idrogeno e una mole di ossigeno esercitano la stessa pressione. Si può pertanto affermare che la pressione gassosa:

- A. è indipendente dalla temperatura

- B. è indipendente dal volume del recipiente
- C. è una proprietà colligativa
- D. non è una proprietà colligativa
- E. è una proprietà colligativa solo nel caso i recipienti contengano una mole di ciascuno dei due gas

1110. [M] Vengono chiamate colligative le proprietà il cui valore dipende solo dal numero, e non dalla natura, delle particelle che le determinano. La forza ionica di una soluzione è definita come la semisomma dei prodotti della concentrazione di ciascuno ione presente nella soluzione per il quadrato della valenza dello ione stesso. Si può pertanto affermare che la forza ionica:

- A. è tanto minore quanto maggiore è il numero degli ioni presenti
- B. è tanto minore quanto maggiore è la valenza degli ioni presenti
- C. è direttamente proporzionale alla semisomma della valenza degli ioni presenti
- D. non è una proprietà colligativa
- E. è una proprietà colligativa

1111. [O] Quale tra le seguenti NON è una proprietà colligativa delle soluzioni?

- A. l'innalzamento ebullioscopico
- B. la pressione osmotica
- C. la densità
- D. l'abbassamento crioscopico
- E. l'abbassamento della pressione di vapore

1112. Indicare quale tra le seguenti NON è una proprietà colligativa delle soluzioni.

- A. la forza ionica
- B. l'abbassamento crioscopico
- C. l'innalzamento ebullioscopico
- D. la pressione osmotica
- E. l'abbassamento della tensione di vapore

1113. Quale delle seguenti non è una proprietà colligativa delle soluzioni?

- A. Aumento del punto di ebollizione
- B. Osmosi
- C. Aumento della molarità
- D. Abbassamento della pressione di vapore
- E. Abbassamento del punto di congelamento

1114. Quale delle seguenti proprietà NON è colligativa?

- A. l'innalzamento della temperatura di ebollizione di una soluzione rispetto al solvente puro
- B. il pH di una soluzione
- C. la pressione osmotica di una soluzione
- D. l'abbassamento della temperatura di congelamento di una soluzione rispetto al solvente puro
- E. la tensione di vapore di una soluzione

1115. L'osmolarità di una soluzione:

- A. è correlata al numero di particelle individuali nell'unità di volume, e non alla loro natura
- B. aumenta con la viscosità della soluzione
- C. dipende dal peso molecolare ma non dalla concentrazione dei soluti
- D. diminuisce con il pH della soluzione
- E. è proporzionale al volume totale della soluzione

► L'osmolarità è un'unità di misura della concentrazione delle soluzioni, e in particolare è il numero totale di molecole e/o ioni presenti in un litro di soluzione ed è la concentrazione efficace nelle proprietà colligative.

1116. Se due soluzioni acquose hanno la stessa concentrazione espressa in osmolarità esse hanno anche:

- A. la stessa temperatura di congelamento
- B. la stessa forza ionica
- C. la stessa densità
- D. lo stesso pH
- E. la stessa conducibilità elettrica

1117. All'aumentare della concentrazione di un soluto praticamente non volatile, la temperatura di ebollizione di una soluzione:

- A. aumenta
- B. dipende dalla velocità di riscaldamento
- C. rimane invariata
- D. diminuisce
- E. aumenta o diminuisce a seconda della natura chimica del soluto

1118. La temperatura di ebollizione di una soluzione acquosa 1 molale di KCl (assumendo $K_{eb} = 0,5$) è:

- A. 100,5 °C
- B. 100 °C
- C. 102 °C
- D. 101 °C
- E. 99 °C

► Infatti, $\Delta t_{eb} = K_{eb} \cdot m \cdot [1 + \alpha (v - 1)] = 0,5 \cdot 1 \cdot 2 = 1 \text{ °C}$.
Quindi $100 + 1 = 101 \text{ °C}$.

1119. [M] Se si scioglie un po' di zucchero in acqua distillata, si ottiene una soluzione che:

- A. solidifica a una temperatura più bassa della temperatura di solidificazione dello zucchero
- B. solidifica alla stessa temperatura di solidificazione dell'acqua distillata
- C. non può solidificare in nessun modo, qualunque sia la temperatura
- D. solidifica a una temperatura più bassa della temperatura di solidificazione dell'acqua distillata
- E. solidifica a una temperatura più alta della temperatura di solidificazione dell'acqua distillata

1120. Una sostanza disciolta in un solvente:

- A. innalza la temperatura di congelamento del solvente
- B. innalza la tensione di vapore del solvente
- C. non influenza la temperatura di ebollizione del solvente
- D. abbassa la temperatura di ebollizione del solvente
- E. innalza la temperatura di ebollizione del solvente

1121. [V] Una sostanza disciolta in un solvente:

- A. abbassa la temperatura di ebollizione del solvente
- B. innalza la temperatura di congelamento del solvente
- C. innalza la temperatura di ebollizione del solvente
- D. aumenta la tensione di vapore del solvente
- E. non ha alcun effetto sulla temperatura di ebollizione del solvente

1122. Una soluzione acquosa di KBr rispetto all'acqua pura ha:

- A. punto di ebollizione più alto
- B. punto di ebollizione più basso
- C. volume maggiore
- D. lo stesso punto di ebollizione
- E. lo stesso punto di congelamento

1123. Se si pone in acqua una sostanza solida, cosa accade della temperatura di ebollizione della soluzione ottenuta, alla pressione di 1 atm?

- A. Aumenta in ogni caso
- B. Raggiunge un valore di poco superiore o inferiore a 100 °C in

dipendenza del coefficiente di Van't Hoff

- C. Rimane 100 °C se il coefficiente di Van't Hoff è pari a 1
- D. Aumenta se la sostanza è solubile in acqua
- E. Il valore della temperatura di ebollizione della soluzione risulterà inversamente proporzionale al valore del coefficiente di Van't Hoff

1124. [M] Quale dei seguenti fenomeni NON si verifica quando si diluisce una soluzione acquosa di un non elettrolita?

- A. aumento della temperatura di congelamento
- B. diminuzione della molarità
- C. aumento della temperatura di ebollizione
- D. diminuzione della pressione osmotica
- E. aumento della tensione di vapore

1125. L'ebullioscopia:

- A. si occupa della determinazione sperimentale della temperatura di ebollizione di un liquido puro
- B. studia la variazione del punto di ebollizione di un solvente per aggiunta di un soluto
- C. studia le sostanze che impediscono l'ebollizione dell'acqua
- D. indica la temperatura di ebollizione di un soluto
- E. studia la variazione della temperatura di ebollizione dell'acqua in funzione della pressione

1126. [M] Per elettroliti forti, in soluzione sufficientemente diluita ($m < 10^{-2}$), la concentrazione attiva ai fini delle proprietà colligative è data dal prodotto della concentrazione analitica dell'elettrolita per l'indice di dissociazione v ; questo è definito come il numero di ioni in cui l'elettrolita si dissocia; così, ad esempio, per NaCl si ha $v = 2$. L'abbassamento crioscopico Δt_c di una soluzione acquosa 0,002 m di NaCl può essere calcolato pertanto dall'espressione $\Delta t_c = K_c \cdot 0,002 \cdot 2$, dove K_c è la costante crioscopica dell'acqua, che ha il valore 1,86. **Quindi l'abbassamento crioscopico di una soluzione acquosa 0,0001 m di solfato di alluminio è dato da:**

- A. $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 3$
- B. $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-3} \cdot 5$
- C. $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 5$
- D. $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 2$
- E. $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 6$

► $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$. Dalla reazione di dissociazione del solfato di alluminio, ricaviamo che $v = 5$ poiché da una mole di sale si liberano 5 particelle in soluzione. Poiché le proprietà colligative sono influenzate solo dal numero di particelle in soluzione, per calcolare l'abbassamento crioscopico l'espressione andrà corretta con un fattore 5. La risposta esatta, quindi, è la C.

1127. Completare in modo corretto. La tensione di vapore (o pressione di vapore) di una soluzione:

- A. di un soluto gassoso in un solvente liquido è sempre più bassa di quella del solvente puro
- B. di un qualsiasi soluto è sempre più alta di quella del solvente puro
- C. di un qualsiasi soluto è sempre più bassa di quella del solvente puro
- D. di un soluto volatile è sempre più bassa di quella del solvente puro
- E. di un soluto non volatile è sempre più bassa di quella del solvente puro

1128. [V] Quale dei seguenti composti, a concentrazione 1 M in acqua, provoca il maggiore incremento del punto di ebollizione della soluzione?

- A. Saccarosio
- B. $CaCl_2$
- C. NaCl
- D. KCl

E. Glucosio

► In quanto, a parità di numero di molecole, è quello che manda in soluzione il maggior numero di particelle (3).

1129. [O] Raddoppiando il volume di una soluzione di cloruro di sodio mediante aggiunta di acqua pura, il punto di congelamento della nuova soluzione:

- A. diminuisce di 2 °C
- B. aumenta di 2 °C
- C. non varia
- D. aumenta
- E. diminuisce

1130. Sciogliendo un soluto in una soluzione:

- A. il solvente non evapora più
- B. si sviluppa sempre calore
- C. cambiano i punti di ebollizione e congelamento
- D. il solvente precipita
- E. non cambiano i punti di ebollizione e congelamento

► Infatti, i punti di ebollizione e congelamento dipendono dal numero di particelle presenti in soluzione (proprietà colligative).

1131. [O/PS] Si abbia una soluzione di cloruro di sodio in acqua: come varia il punto di congelamento della soluzione se viene rad-

doppiato il volume della soluzione per aggiunta di acqua pura?

- A. non subisce variazioni solo se la pressione è costante
- B. aumenta di un valore pari al doppio della costante crioscopica dell'acqua
- C. non subisce variazioni
- D. aumenta
- E. diminuisce

1132. [V] Una soluzione A è ipotonica rispetto ad una soluzione B se:

- A. la soluzione B congela a temperatura più alta rispetto alla soluzione A
- B. alla stessa temperatura la tensione di vapore di A è minore della tensione di vapore di B
- C. alla stessa temperatura la tensione di vapore di A è maggiore della tensione di vapore di B
- D. alla stessa temperatura la pressione osmotica di A è maggiore della pressione osmotica di B
- E. la soluzione B bolle a temperatura più bassa rispetto alla soluzione A

► L'abbassamento della pressione di vapore è una proprietà colligativa come la pressione osmotica. Quindi una soluzione ipotonica, che ha una pressione osmotica minore, ha anche un abbassamento della pressione di vapore minore.

PRESSIONE OSMOTICA

La pressione osmotica è una proprietà colligativa associata alle soluzioni. Quando due soluzioni in uno stesso solvente ma a concentrazioni diverse di soluto sono separate da una membrana semipermeabile (cioè che lascia passare le molecole di solvente ma non quelle di soluto), le molecole di solvente si spostano dalla soluzione con minore concentrazione di soluto alla soluzione con maggiore concentrazione di soluto, in modo da uguagliare (o meglio, rendere vicine) le concentrazioni delle due soluzioni.

La pressione idrostatica che occorre applicare alla soluzione affinché il passaggio del solvente non avvenga è detta appunto "pressione osmotica".

Il meccanismo con il quale si manifesta la pressione osmotica può essere interpretato considerando anzitutto che le particelle di un soluto tendono a disperdersi uniformemente nel solvente, anche contro la gravità, così come quelle di un gas tendono a occupare tutto lo spazio a loro disposizione: le particelle di soluto esercitano sulle pareti del recipiente che le contengono una pressione analoga alla pressione gassosa.

Se poi si considera un sistema costituito da una soluzione e dal relativo solvente puro separati da una membrana semipermeabile, il numero delle molecole di solvente che nell'unità di tempo attraversano la membrana verso la soluzione è superiore al numero di molecole di solvente che la attraversano in senso opposto, perché nel primo caso le molecole che vengono a contatto con la membrana sono tutte di solvente, nel secondo caso invece si ha una certa percentuale di particelle di soluto che non passano ma che esercitano comunque con i loro urti sulla membrana una pressione, appunto la pressione osmotica.

La pressione osmotica non è direttamente misurabile, mentre è misurabile la pressione idrostatica che si determina nella soluzione a causa del maggior numero di molecole di solvente che vi penetrano rispetto a quelle che ne escono.

Per esprimere l'andamento della pressione osmotica in funzione della concentrazione e della temperatura si usi la formula: $\pi V = nRT \rightarrow \pi = cRT$, dove π è la pressione osmotica, V è il volume della soluzione, T la temperatura assoluta, n è il numero di moli di soluto, c la concentrazione molare del soluto e R è la costante universale dei gas (pari a $0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$). Se il soluto è un elettrolita la relazione è modificata in $\pi = cRT[1 + \alpha(v-1)]$, dove α è il grado di dissociazione dell'elettrolita e v il numero di ioni in cui si dissocia la molecola del soluto. La concentrazione delle particelle viene definita anche osmolarità.

In chimica è possibile indicare la pressione osmotica di una data soluzione in termini quantitativi conoscendone la molarità e la temperatura, oppure in relazione alla pressione osmotica di un'altra soluzione, presa come riferimento. In quest'ultimo caso, la soluzione può avere una pressione osmotica inferiore, uguale o maggiore a quella con cui la si paragona. Si dice allora che la soluzione è, rispettivamente, ipotonica, isotonica o ipertonica rispetto a quella a cui la si paragona, a seconda del grado di tonicità tra le due soluzioni.

In particolare, indipendentemente dalla natura del soluto, soluzioni aventi la stessa concentrazione hanno medesima pressione osmotica e si dicono isotoniche; le soluzioni ipertoniche si presentano invece quando la pressione interna è maggiore di quella esterna mentre le soluzioni ipotoniche viceversa.

Questo tipo di dizione, anche se puramente indicativa, è utile quando le due soluzioni sono separate da una membrana semipermeabile perché permette di dedurre un eventuale fenomeno di osmosi ed è ricorrente in biologia dove fenomeni di osmosi fra membrane hanno conseguenze rilevanti per la fisiologia delle cellule.

1133. La pressione osmotica è una proprietà:

- A. delle soluzioni allo stato liquido
- B. solo delle soluzioni non acquose

- C. dei solventi puri allo stato liquido
- D. dello stato di soluzione solida
- E. dello stato gassoso

1134. Quale delle seguenti definizioni è appropriata per la pressione osmotica?

- A. la pressione esercitata su di una soluzione per evitare che questa sia diluita dal solvente
- B. la pressione dei gas disciolti in una soluzione
- C. la tendenza a evaporare di una soluzione
- D. la pressione esercitata da una colonna d'acqua su di una membrana semipermeabile
- E. la pressione esercitata dal siero sulle pareti arteriose

1135. [O] In quale dei processi sotto elencati NON si verifica un flusso di informazioni?

- A. Un girasole volge la corolla in direzione del sole
- B. Una molecola di acqua penetra per osmosi in una cellula
- C. Un gatto scatta alla vista di un topo
- D. Un ormone interagisce con il proprio recettore
- E. Una cellula del pancreas produce enzimi digestivi (proteine)

1136. Quale delle seguenti affermazioni relative all'osmosi NON è CORRETTA?

- A. I globuli rossi devono essere mantenuti in un liquido ipotonico nei loro confronti
- B. La concentrazione dei soluti è il principale fattore del potenziale osmotico
- C. L'osmosi obbedisce alle leggi della diffusione
- D. Due cellule con identici potenziali osmotici sono reciprocamente isotoniche
- E. L'acqua si muove verso le cellule con minor potenziale osmotico

1137. Con quale simbolo è indicata la pressione osmotica?

- A. p
- B. π
- C. P
- D. O
- E. M

1138. Quale membrana viene usata per mettere in evidenza la pressione osmotica?

- A. membrana semipermeabile
- B. non si usano membrane speciali
- C. membrana impermeabile
- D. membrana permeabile
- E. nessuna delle risposte precedenti

1139. [O] Attraverso una membrana semipermeabile:

- A. il solvente passa solo in un senso
- B. il soluto passa liberamente in entrambi i sensi
- C. il passaggio del soluto è ridotto a metà
- D. il solvente passa liberamente in entrambi i sensi
- E. il passaggio del solvente è ridotto a metà

1140. [M/O] Attraverso una membrana semipermeabile vengono messe a contatto due soluzioni acquose di glucosio, $C_6H_{12}O_6$. La soluzione (a) è 0,325 M, la soluzione (b) è 0,0325 M. Quale delle seguenti affermazioni NON è corretta?

- A. La soluzione (a) ha una pressione osmotica maggiore di quella della soluzione (b)
- B. L'acqua passa dalla soluzione (b) alla soluzione (a)
- C. Il glucosio passa dalla soluzione (a) alla soluzione (b)
- D. Il solvente si sposta dalla soluzione più diluita alla più concentrata
- E. Si verifica il fenomeno dell'osmosi

► Una membrana semipermeabile presenta la caratteristica di consentire il libero transito delle molecole del solvente (di piccole dimensioni, in questo caso H_2O) e di impedire il transito a quelle del soluto

(di dimensione maggiore, in questo caso $C_6H_{12}O_6$).

1141. [O/PS] L'aggiunta di glucosio ad una soluzione di cloruro di sodio ha l'effetto di:

- A. aumentare la conducibilità elettrica
- B. aumentare la pressione osmotica
- C. abbassare il punto di ebollizione
- D. aumentare il pH
- E. diminuire il pH

1142. Quale dei seguenti fattori NON influenza la pressione osmotica di una soluzione:

- A. numero di particelle di soluto liberate in soluzione
- B. volume della soluzione
- C. concentrazione del soluto
- D. temperatura
- E. moli di soluto disciolte in un certo volume di soluzione

► La pressione osmotica è una proprietà intensiva.

1143. [O] Stabilire quale delle seguenti soluzioni presenta, a parità di temperatura, la maggiore pressione osmotica: a) acido cloridrico 0,2 M; b) acido formico 0,2 M; c) saccarosio 0,4 M; d) cloruro di sodio 0,2 M; e) bicarbonato di magnesio 0,2 M.

- A. la soluzione c)
- B. la soluzione b)
- C. la soluzione e)
- D. la soluzione d)
- E. la soluzione a)

► Infatti, il bicarbonato di magnesio ha formula $Mg(HCO_3)_2$ e dissocia in acqua formando 3 ioni a differenza degli altri che ne formano 2 (a, b e d) oppure nel caso (c) che, pur avendo una concentrazione doppia, resta indissociato.

1144. Quale delle seguenti soluzioni: glucosio 0,1 M, acido acetico 0,1 M, acido acetico 0,2 M e NaCl 0,1 M ha la pressione osmotica maggiore a parità di temperatura?

- A. glucosio 0,1 M
- B. NaCl 0,1 M
- C. acido acetico 0,2 M
- D. acido acetico 0,1 M
- E. nessuna delle soluzioni elencate è osmoticamente attiva

► Si ricordi che l'acido acetico è un acido debole, tuttavia la concentrazione in particelle è superiore a 0,2 M.

1145. In quali delle seguenti soluzioni acquose la pressione osmotica è maggiore?

- A. saccarosio 1,4 M
- B. acido cloridrico 0,7 M
- C. cloruro di sodio 0,6 M
- D. glucosio 1 M
- E. cloruro di calcio 0,5 M

► Infatti, in termini di concentrazione di particelle la soluzione A è 1,4 M, la soluzione B è 1,4 M (HCl è completamente dissociato in due particelle), la soluzione C è 1,2 M (il cloruro di sodio è completamente dissociato in due particelle), la soluzione D è 1 M e la soluzione E è 1,5 M (il cloruro di calcio è dissociato in tre particelle).

1146. Indicare, tra le seguenti, la soluzione con pressione osmotica maggiore:

- A. solfato rameico 0,05 M
- B. perclorato di potassio 0,05 M

- C. cloruro di calcio 0,05 M
- D. glucosio 0,1 M
- E. cloruro di sodio 0,05 M

► Vedi quiz 1144 e 1145.

1147. Indicare la soluzione con pressione osmotica maggiore:

- A. cloruro di calcio 0,05 M
- B. cloruro di sodio 0,05 M
- C. urea 0,1 M
- D. glucosio 0,1 M
- E. solfato di rame 0,05 M

► Vedi quiz 1144 e 1145.

1148. Quale delle seguenti soluzioni esercita la pressione osmotica maggiore, a parità di temperatura?

- A. Cloruro di sodio 0,1 M
- B. Cloruro di bario 0,1 M
- C. Acido acetico 0,1 M
- D. Acido formico 0,2 M
- E. Glucosio 0,1 M

► Vedi quiz 1144 e 1145.

1149. Lasciando evaporare a T costante parte del solvente di una soluzione satura in presenza di precipitato, la pressione osmotica della nuova soluzione satura:

- A. varia in relazione alla natura del soluto e del solvente
- B. resta costante solo se il solvente è l'acqua
- C. diminuisce
- D. non varia
- E. aumenta

► Perché la soluzione rimane sempre satura e quindi alla stessa concentrazione.

1150. La pressione osmotica di una soluzione acquosa 1 M di glucosio a 27 °C è circa:

- A. non può essere calcolata
- B. 1 atm
- C. 2 atm
- D. 300 atm
- E. 24,6 atm

► Infatti, $\pi = \frac{n}{V} \cdot RT = C_M \cdot RT$; quindi $\pi = 1 \cdot 0,082 \cdot 300 \text{ K} = 24,6$ atm. C_M è la molarità.

1151. [O] Indica quale è la pressione osmotica a 0°C di una soluzione di urea allo 0,5 % p/V sapendo che il P.M. dell'urea è uguale a 60:

- A. 800 mm Hg
- B. 0,867 atm
- C. 1,867 atm
- D. 1870 mm H₂O
- E. 200 mm H₂O

► Infatti: 0,5 g/0,1 L = 5 g/L. $C_M = 5/60 = 0,083 \text{ M}$. $0,083 \cdot 22,414 = 1,867$ atm.

1152. Una soluzione si dice isotonica rispetto al sangue se ha uguale:

- A. densità
- B. concentrazione di glucosio

- C. temperatura
- D. osmolarità
- E. valore di pH

1153. Quale delle seguenti soluzioni è isotonica con il contenuto cellulare?

- A. NaCl 1,9%
- B. NaCl 9,0%
- C. NaCl 0,19%
- D. NaCl 0,1%
- E. NaCl 0,9%

1154. [M] Una soluzione di NaCl allo 0,9 % p/V si definisce soluzione fisiologica perché rispetto al sangue ha:

- A. la stessa temperatura
- B. la stessa concentrazione idrogenionica
- C. la stessa pressione osmotica
- D. lo stesso pH
- E. lo stesso volume

1155. Una soluzione acquosa di NaCl (contenente 9 g di sale per litro di soluzione) è isotonica con il sangue e, se sterile, può essere iniettata per via endovenosa perché rispetto al sangue ha la stessa:

- A. densità
- B. concentrazione molare di ioni cloruro
- C. concentrazione molare di ioni sodio
- D. composizione del plasma
- E. pressione osmotica

1156. Una soluzione è ipertonica rispetto a un'altra quando:

- A. la pressione osmotica è inferiore a quella dell'altra
- B. la concentrazione dello ione idrogeno è uguale a quella dell'altra
- C. la concentrazione dello ione idrogeno è superiore a quella dell'altra
- D. la pressione osmotica è superiore a quella dell'altra
- E. la pressione osmotica è uguale a quella dell'altra

1157. [O] Una soluzione A è ipertonica rispetto a una soluzione B se:

- A. la soluzione A si trova a una temperatura maggiore rispetto alla soluzione B
- B. separando le due soluzioni mediante una membrana semipermeabile, si instaura un flusso netto di solvente da A verso B
- C. separando le due soluzioni mediante una membrana semipermeabile, si instaura un flusso netto di solvente da B verso A
- D. la soluzione A è più acida della soluzione B
- E. i valori delle proprietà colligative della soluzione B sono maggiori di quelli della soluzione A

1158. [O] Un recipiente è diviso in due scomparti da una membrana semipermeabile simile a quella cellulare. Tale membrana separa una soluzione di NaCl al 10% da una soluzione di KCl al 5%. Si può osservare che:

- A. il flusso d'acqua si muove dalla soluzione al 10% verso quella al 5%
- B. il flusso d'acqua si muove dalla soluzione al 5% verso quella al 10%
- C. non si ha alcuna variazione del livello dell'acqua nei due scomparti
- D. il cloruro di potassio va verso la soluzione al 10%
- E. diminuisce il livello d'acqua nella soluzione al 10%

► La soluzione di NaCl al 10% è ipertonica rispetto quella di KCl al 5%, in quanto ha una maggior concentrazione salina. Di conseguenza l'acqua tende ad andare dallo scomparto con KCl verso quello con NaCl per diluire questa soluzione e diminuire la concentrazione salina in quest'ultimo scomparto, secondo il processo dell'osmosi.

1159. [M] Un recipiente è suddiviso da una membrana semipermeabile in due comparti, contenenti ciascuno una soluzione. Nel comparto A il livello del liquido diminuisce. Quale tra le seguenti supposizioni può essere considerata CORRETTA?

- A. La soluzione del comparto A ha più soluto di quella del comparto B
- B. La soluzione del comparto B è ipotonica rispetto a quella del comparto A
- C. La soluzione del comparto A è ipotonica rispetto a quella del comparto B
- D. La soluzione del comparto A è ipertonica rispetto a quella del comparto B
- E. Le due soluzioni sono isotoniche

► Vedi quiz 1158.

1160. [V] La rottura della membrana plasmatica e il rigonfiamento del nucleo si ottengono trattando le cellule con una soluzione:

- A. di NaCl al 9 per mille
- B. isotonica
- C. ipertonica
- D. isosmotica
- E. ipotonica

1161. [V] La soluzione salina fisiologica è una soluzione allo 0,90% di NaCl. Un eritrocita posto in una soluzione allo 0,5% di NaCl:

- A. subisce un raggrinzimento
- B. subisce emolisi
- C. perde acqua
- D. non subisce variazioni
- E. acquista NaCl

► In una soluzione ipotonica, cioè a concentrazione salina minore rispetto all'interno cellulare, l'acqua tende ad entrare nei globuli rossi per bilanciare la differenza di concentrazione e causa la lisi della membrana dell'eritrocita.

1162. [V] Quando si immerge una cellula vegetale in una soluzione ipotonica:

- A. si ha un iniziale flusso di acqua verso l'esterno della cellula
- B. si ha un iniziale flusso netto di acqua verso l'interno della cellula
- C. si ha la plasmolisi
- D. la cellula perde turgore
- E. la cellula scoppia

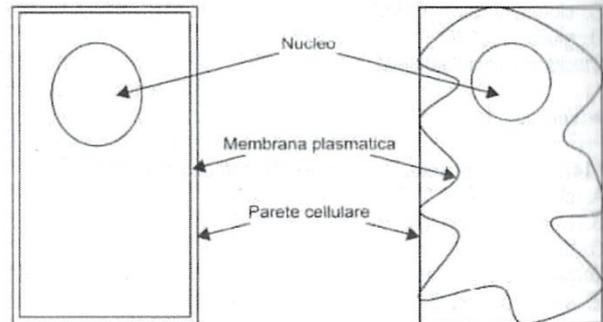
1163. [V/PS] Una cellula è immersa in una soluzione isotonica. Avviene che:

- A. l'acqua entra ed esce dalla cellula in ugual misura
- B. l'acqua entra nella cellula
- C. l'acqua esce dalla cellula
- D. l'acqua non entra né esce dalla cellula
- E. la cellula va incontro a lisi

1164. Se una cellula viene immersa in una soluzione ipertonica:

- A. l'acqua non entra né esce dalla cellula
- B. la cellula va incontro a lisi
- C. l'acqua entra ed esce dalla cellula in ugual misura
- D. l'acqua esce dalla cellula
- E. l'acqua entra nella cellula

1165. Dall'osservazione della figura è possibile dedurre che, per passare dalla condizione rappresentata in A alla condizione rappresentata in B, la cellula:



- A. è stata immersa in una soluzione isotonica
- B. è stata sottoposta a un aumento di temperatura
- C. è stata sottoposta a una diminuzione di temperatura
- D. è stata immersa in una soluzione ipotonica
- E. è stata immersa in una soluzione ipertonica

1166. [V] Immergendo una foglia di insalata avvizzita in acqua dolce, subito avviene che le sue cellule:

- A. si sgonfiano perché l'acqua esce per plasmolisi
- B. scoppiano con fuoriuscita del citoplasma e dei cloroplasti
- C. perdono i sali minerali contenuti nel citoplasma
- D. non variano di dimensioni perché l'acqua entra ed esce in ugual misura
- E. si gonfiano perché l'acqua entra per osmosi

► E riempie i vacuoli delle cellule vegetali.

1167. Una soluzione è ipotonica rispetto al sangue quando:

- A. la pressione osmotica è inferiore a quella del sangue
- B. la pressione osmotica è superiore a quella del sangue
- C. la pressione osmotica è uguale a quella del sangue
- D. la concentrazione dell'ossigeno è uguale a quella del sangue
- E. la concentrazione dell'idrogeno è inferiore a quella del sangue

1168. Cosa accade se inietto una soluzione ipotonica nel circolo sanguigno:

- A. l'emoglobina contenuta nei globuli rossi si denatura completamente
- B. l'effetto Bohr diviene più marcato
- C. il volume dei globuli rossi diminuisce
- D. i globuli rossi si rigonfiano
- E. l'emoglobina aumenta l'affinità per l'ossigeno

1169. Cosa accade se inietto una soluzione ipertonica nel circolo sanguigno?

- A. la pressione osmotica dei globuli rossi tende ad aumentare
- B. il volume dei globuli rossi diminuisce
- C. l'emoglobina contenuta nei globuli rossi si denatura completamente
- D. non succede niente
- E. i globuli rossi si rigonfiano

1170. [O] Il Paramecio, un organismo unicellulare, vive in acqua dolce. L'interno della cellula è ipertonico rispetto all'ambiente in cui vive. Come può sopravvivere senza scoppiare?

- A. La sua membrana cellulare è impermeabile all'acqua
- B. Rende il proprio ambiente interno ipotonico, eliminando sali
- C. Pompa all'esterno l'acqua, utilizzando energia
- D. La sua membrana è elastica e gli permette di gonfiarsi senza scoppiare
- E. Rende il proprio ambiente interno isotonic

► L'acqua tende ovviamente ad entrare per diluire l'interno ipertonico: l'organismo reagisce ripompando l'acqua all'esterno.

1171. [O] I parameci sono organismi che vivono in acqua dolce, dotati di un vacuolo pulsante specializzato nell'espellere l'acqua in eccesso. Ponendoli ad esempio in acqua distillata si nota la contrazione ritmica del vacuolo pulsante che espelle l'acqua. **Ponendoli in acqua salata la contrazione del vacuolo cessa: il fatto può essere spiegato perché:**

- A. il sale inibisce il meccanismo di espulsione dell'acqua del vacuolo
- B. nell'acqua salata l'acqua entra liberamente nella cellula del Paramecio
- C. nell'acqua salata i parameci muoiono
- D. in acqua salata non è necessario espellere attivamente l'acqua perché essa tende ad uscire spontaneamente
- E. nell'acqua salata i parameci bloccano tutte le proprie attività metaboliche

► Vedi quiz 1170.

1172. [M] "Il contributo delle proteine alla pressione osmotica del sangue, il cui valore a 37 °C è di circa 7,5 atm, è pressoché irrilevante (meno dell'1%) rispetto a quello degli elettroliti. Ciò non è dovuto alla quantità in peso piuttosto elevata di proteine disciolte nel sangue (più di 7% nel plasma, circa 15% negli eritrociti), ma all'alto peso molecolare delle proteine stesse, che rende la concentrazione molare di queste sostanze estremamente bassa". **Quale delle seguenti affermazioni PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. il contributo degli elettroliti alla pressione osmotica del sangue è circa pari al 22%
- B. la concentrazione molare degli elettroliti nel sangue in toto è circa pari al 22%
- C. il contributo degli elettroliti alla pressione osmotica del sangue è superiore a 6,3 atm
- D. il contributo delle proteine alla pressione osmotica del sangue è superiore a 0,075 atm
- E. la quantità in peso delle proteine disciolte nel sangue è pressoché irrilevante

1173. [V/O] "La pressione osmotica del sangue è dovuta principalmente ai sali in esso disciolti; la concentrazione molare delle proteine, a causa del loro alto peso molecolare, è talmente bassa che, sul totale di circa 7,63 atm (valore della pressione osmotica del sangue a 37 °C), il contributo delle proteine è solo di circa 0,045 atm. **Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. nel sangue sono disciolte sostanze ad alto e a basso peso molecolare
- B. sia i sali che le proteine presentano un elevato peso molecolare
- C. il contributo dei sali al totale della pressione osmotica del sangue è maggiore del 90%
- D. quanto più alto è il peso molecolare del soluto, tanto più bassa è la sua concentrazione molare
- E. il contributo delle proteine al totale della pressione osmotica del sangue è minore dell'1%

1174. [O] "Esiste una notevole analogia tra le molecole di un gas e le particelle (molecole o ioni) di un soluto in soluzione. Le molecole di un gas, come è noto, tendono a occupare tutto lo spazio a loro disposizione; analogamente una soluzione concentrata, posta al fondo di un recipiente sotto uno strato di solvente puro, tende, per diffusione, a dare una soluzione diluita del tutto omogenea". **Quale delle seguenti affermazioni PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. non tutto lo spazio della soluzione è a disposizione del soluto
- B. una soluzione concentrata, in presenza del solvente puro, tende a diluirsi
- C. le particelle in soluzione sono in genere gassose

- D. in una soluzione concentrata sono presenti solo molecole, e non ioni
- E. una soluzione concentrata non può essere considerata omogenea

1175. [V] "Le particelle (molecole o ioni) in soluzione si trovano in una situazione analoga alle molecole di un gas; queste ultime, come è noto, tendono a occupare tutto lo spazio a loro disposizione; analogamente una soluzione concentrata, posta al fondo di un recipiente sotto uno strato di solvente puro, tende, per diffusione, a dare una soluzione diluita del tutto omogenea". **Quale delle seguenti affermazioni PUÒ essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- A. una soluzione concentrata non può essere considerata omogenea
- B. non tutto lo spazio di una soluzione è a disposizione degli ioni
- C. in una soluzione concentrata sono presenti solo molecole, e non ioni
- D. una soluzione concentrata, in presenza del solvente puro, tende a diluirsi
- E. le particelle in soluzione sono in genere gassose

943. D	1008. C	1073. B	1138. A
944. B	1009. B	1074. C	1139. D
945. A	1010. E	1075. E	1140. C
946. D	1011. C	1076. B	1141. B
947. A	1012. C	1077. B	1142. B
948. D	1013. A	1078. C	1143. C
949. A	1014. B	1079. C	1144. C
950. B	1015. E	1080. B	1145. E
951. C	1016. E	1081. D	1146. C
952. A	1017. B	1082. C	1147. A
953. D	1018. E	1083. B	1148. B
954. B	1019. B	1084. C	1149. D
955. A	1020. C	1085. B	1150. E
956. D	1021. C	1086. E	1151. C
957. D	1022. E	1087. B	1152. D
958. A	1023. B	1088. E	1153. E
959. D	1024. E	1089. C	1154. C
960. D	1025. E	1090. B	1155. E
961. C	1026. D	1091. B	1156. D
962. A	1027. A	1092. C	1157. C
963. E	1028. A	1093. A	1158. B
964. E	1029. E	1094. C	1159. C
965. B	1030. D	1095. A	1160. E
966. D	1031. C	1096. C	1161. B
967. A	1032. E	1097. B	1162. B
968. B	1033. A	1098. A	1163. A
969. E	1034. B	1099. D	1164. D
970. B	1035. C	1100. C	1165. E
971. D	1036. C	1101. A	1166. E
972. C	1037. C	1102. B	1167. A
973. B	1038. A	1103. E	1168. D
974. C	1039. D	1104. D	1169. B
975. E	1040. A	1105. D	1170. C
976. C	1041. D	1106. B	1171. D
977. C	1042. A	1107. B	1172. C
978. B	1043. C	1108. A	1173. B
979. A	1044. B	1109. C	1174. B
980. A	1045. B	1110. D	1175. D
981. C	1046. D	1111. C	
982. D	1047. C	1112. A	
983. A	1048. D	1113. C	
984. B	1049. D	1114. B	
985. D	1050. B	1115. A	
986. A	1051. C	1116. A	
922. D	987. A	1052. C	1117. A
923. D	988. B	1053. D	1118. D
924. B	989. D	1054. A	1119. D
925. C	990. C	1055. C	1120. E
926. B	991. B	1056. A	1121. C
927. B	992. E	1057. D	1122. A
928. E	993. B	1058. D	1123. D
929. C	994. A	1059. A	1124. C
930. C	995. A	1060. D	1125. B
931. D	996. E	1061. E	1126. C
932. B	997. B	1062. B	1127. E
933. C	998. B	1063. A	1128. B
934. B	999. B	1064. D	1129. D
935. A	1000. E	1065. D	1130. C
936. B	1001. B	1066. A	1131. D
937. E	1002. B	1067. A	1132. C
938. C	1003. A	1068. C	1133. A
939. C	1004. D	1069. A	1134. A
940. C	1005. D	1070. A	1135. B
941. A	1006. C	1071. B	1136. A
942. E	1007. E	1072. A	1137. B