

Esercizi aggiuntivi

1. Il cloro naturale contiene circa 75,77% di ^{35}Cl (34,96885 u) e 24,23% di ^{37}Cl (36,96590 u). Calcola la massa atomica media.

2. Indica l'interazione intermolecolare dominante tra: (a) due molecole di CH_4 ; (b) H_2O e NH_3 ; (c) Na^+ e H_2O .

3. Per CO_2 , indica geometria molecolare, polarità complessiva e ibridazione del carbonio.

4. Una bombola contiene 2,0 mol di O_2 a 25 °C in 10,0 L. Calcola la pressione ideale.

5. In una miscela gassosa la frazione molare di O_2 è 0,21 e la pressione totale è 760 mmHg. Calcola la pressione parziale di O_2 .

6. Per una reazione $\Delta H = +45 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta S = +150 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Sopra quale temperatura ΔG diventa negativo?

7. Una reazione endoergonica ha $\Delta G = +20 \text{ kJ/mol}$ ed è accoppiata a una reazione con $\Delta G = -35 \text{ kJ/mol}$. Qual è ΔG complessivo?

8. Quanti grammi di NaCl servono per preparare 500 mL di soluzione 0,90% p/V?

9. Da una soluzione madre 2,0 M si vogliono preparare 250 mL di soluzione 0,20 M. Quale volume di madre serve?

10. Stima l'osmolarità ideale di una soluzione 0,15 M di NaCl assumendo dissociazione completa.

11. Calcola l'abbassamento crioscopico ideale di una soluzione 0,10 m di CaCl_2 in acqua, con $K_f = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$ e dissociazione completa.

Legami chimici

1. Ordina i seguenti legami secondo la lunghezza crescente: C-C; I-I; C=C; H-H; C≡C.

- ☒ A. $H-H < C \equiv C < C=C < C-C < I-I$.
☐ B. $C-C < C=C < C \equiv C < H-H < I-I$.
☐ C. $H-H < I-I < C-C < C=C < C \equiv C$.
☐ D. $C \equiv C < C=C < C-C < I-I < H-H$.
☐ E. nessuna delle precedenti risposte è corretta.

Tavola 3.1 Lunghezze ed energie dei vari tipi di legami chimici

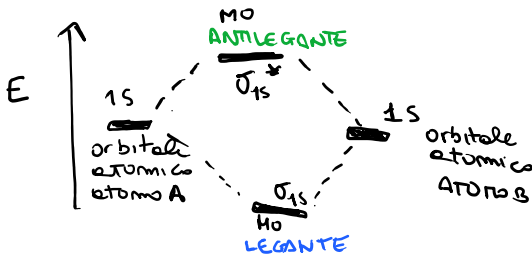
Tipo di legame	Lunghezza (pm)	Energia di legame (kJ/mol)
H-H	74	435
C-C singolo	154	347
C-C doppio	135	522
C-C triplo	121	961
N-H singolo	147	159
N-N doppio	124	350
N-N triplo	110	940
F-F	144	155
Cl-Cl	199	242
Br-Br	228	192
I-I	267	150

Le lunghezze di legame
possono essere espresse anche
in Å

es. $H-H \rightarrow 0,74 \text{ Å}$
 $C \equiv C \rightarrow 1,20 \text{ Å}$
 $C=C \rightarrow 1,34 \text{ Å}$
 $C-C \rightarrow 1,54 \text{ Å}$
 $I-I \rightarrow 2,67 \text{ Å}$

2. Quale delle seguenti affermazioni sulla teoria MO (teoria degli orbitali molecolari) non è corretta?

- ☐ A. Combinando linearmente orbitali atomici, il numero totale di orbitali non cambia.
☐ B. Nell'addizione delle funzioni d'onda, la somma delle energie degli orbitali resta invariata nel modello qualitativo.
☐ C. La combinazione di due orbitali atomici porta a due orbitali molecolari.
☒ D. La formazione di un MO di legame è indipendente dalla formazione di un MO di antilegame.
☐ E. Le leggi della meccanica quantistica consentono combinazioni lineari delle funzioni d'onda orbitaliche.



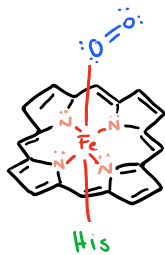
3. Il legame nella molecola di Cl_2 è di tipo:

- ☐ A. elettrostatico.
☒ B. covalente omopolare.
☐ C. covalente eteropolare.
☐ D. di coordinazione.
☐ E. dativo.

Cl_2
 2 ATOMI DI CL IDENTICI
 STESSA ELETRONEGATIVITA'
 e- condivisi perfettamente
 $\Delta EN = 0 \rightarrow$ LEGAME COVALENTE
 OMOPOLARE
 (APOLARE)

4. Nell'emoglobina, lo ione Fe^{2+} :

- ☒ A. forma cinque legami di coordinazione stabili con l'eme e la proteina e un sesto più debole con l'ossigeno.
☐ B. forma due legami con l'eme e altri due, più forti, con l'ossigeno.
☐ C. forma quattro legami di coordinazione con ibridazione sp^3 .
☐ D. forma quattro legami di coordinazione con ibridazione d^2sp .
☐ E. forma due legami di coordinazione con l'ossigeno e un terzo con l'eme.



Fe al centro
dell'EME (anello di
porfirina) $\rightarrow$ struttura planare
con 4 atomi di N
disposti attorno al Fe

QUANTI LEGAMI?

4 con N (stabili e permanenti)

1 con N dell'istidina prossimale (stabile e permanente)

1 con O_2 (reversibile e più debole) $\rightarrow$ si forma e
si rompe ogni ciclo
carico/scarico di ossigeno

5. Quando il carbonio ibrida l'orbitale 2s con un orbitale 2p si formano:

- ☐ A. quattro orbitali sp^2 .
☐ B. tre orbitali sp^2 .
☐ C. due orbitali sp^2 .
☐ D. due orbitali s^2p .
☒ E. due orbitali sp .

6. Tra una molecola di H_2O e una molecola di Cl_2 si potrà avere un'interazione di tipo:

- A. dipolo permanente-dipolo indotto.
- B. ione-dipolo.
- C. dipolo permanente-dipolo permanente.
- D. dipolo istantaneo-dipolo istantaneo.
- E. nessuna delle precedenti.

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ polare $\rightarrow$ dipolo permanente
 $\text{Cl}_2 \rightarrow$ legame apolare $\rightarrow$ nessun dipolo permanente
 $\rightarrow$ ma ha nube elettronica polarizzabile $\rightarrow$ distribuzione asimmetrica temporanea
 $\rightarrow$ dipolo indotto

7. Quale delle seguenti rappresentazioni non corrisponde a un possibile legame idrogeno?

- A. $\text{O}-\text{H}\cdots\text{O}$
- B. $\text{O}-\text{H}\cdots\text{O}=\text{C}$
- C. $\text{O}-\text{H}\cdots\text{N}$
- D. $\text{N}-\text{H}\cdots\text{O}=\text{C}$
- E. $\text{N}\cdots\text{O}-\text{H}$ (con il tratteggio rivolto all'ossigeno anziché all'idrogeno)

8. L'ordine corretto di energia di legame crescente è:

- A. covalente > ionico > metallico > idrogeno > Van der Waals.
- B. idrogeno > covalente > ionico > metallico > Van der Waals.
- C. Van der Waals < idrogeno < metallico < ionico < covalente.
- D. covalente > idrogeno > ionico > metallico > Van der Waals.
- E. Van der Waals > covalente > idrogeno > ionico > metallico.

9. Quale delle seguenti affermazioni sul legame idrofobico non è corretta?

- A. È una forza che favorisce l'associazione di molecole organiche che interagiscono poco con l'acqua.
- B. Stabilizza la struttura delle proteine.
- C. Contribuisce a stabilizzare la struttura delle membrane biologiche.
- D. Tiene associate parti di molecole non polari.
- E. Si unisce al legame idrogeno nello stabilizzare molecole polari.

10. Uno ione idrato di grandi dimensioni:

- A. ha una mobilità minore di uno ione di piccole dimensioni.
- B. ha mobilità tanto maggiore quanto più grande è il suo diametro.
- C. attraversa più facilmente i pori di membrana rispetto a uno ione più piccolo.
- D. si lega sempre a un numero maggiore di molecole d'acqua di uno ione piccolo.
- E. ha maggiore tendenza a entrare nella cellula rispetto a uno ione piccolo.

Miscela e soluzioni

1. Il plasma è un esempio di:

- A. sistema omogeneo.
- B. sospensione.
- ☒ C. dispersione colloidale.
- D. soluzione ideale.
- E. nessuna delle precedenti.

2. Quando si ha una soluzione gassosa, si può affermare che:

- A. ciascun gas esercita una pressione inversamente proporzionale alla sua concentrazione.
- B. il soluto solido è disperso in fase gassosa come particelle submicrometriche.
- C. la pressione totale non è correlabile alle pressioni dei singoli gas.
- D. non è rispettata l'equazione generale di stato perché sono presenti due gas.
- E. la pressione totale è la somma delle pressioni parziali dei singoli gas.

3. La nebbia è un esempio di:

- A. miscela di un solido disperso in un gas.
- B. colloide di un solido disperso in un liquido.
- C. soluzione, cioè miscela omogenea.
- D. emulsione, cioè colloide liquido-liquido.
- E. sistema microeterogeneo gas-liquido (goccioline liquide disperse in un gas).

4. La solubilità di una sostanza A è di 20 g in 100 g di acqua a 25 °C. Quale dei seguenti sistemi è compatibile con tale solubilità senza eccesso di soluto?

- A. 120 g di A in 1,2 kg di acqua.
- B. 200 g di A in 2 kg di soluzione.
- C. 2,0 g di A in 10,0 g di soluzione.
- D. 4,0 g di A in 10,0 g di acqua.
- ☒ E. 90 g di A in 450 g di acqua.

solubilità

g soluto
g H₂O

$$\frac{20g}{100g} = 0,2$$

$$\frac{90}{450} = 0,2$$

$$A. \frac{120}{1200} = 0,1$$

5. Quale delle seguenti affermazioni sulle molecole d'acqua non è corretta?

- A. Sono fortemente polarizzate.
- B. Formano facilmente legami idrogeno intermolecolari.
- C. Solubilizzano soluti ionici.
- D. Solubilizzano molti soluti polari.
- E. Solubilizzano facilmente sostanze non polari.

6. La solubilità dell'ossigeno in acqua:

- A. è inversamente proporzionale alla pressione parziale di O₂.
- B. aumenta all'aumentare della temperatura.
- C. dipende da un coefficiente di solubilità tanto minore quanto più bassa è la temperatura.
- D. è di circa un ordine di grandezza inferiore a quella del diossido di carbonio.
- E. è molto più elevata di quella nel plasma.

7. In 70 g di una soluzione al 3% p/p di NaCl sono contenuti:

- A. 2,1 g di NaCl
- B. 210 g di NaCl
- C. 1,2 g di NaCl
- D. 23,3 g di NaCl
- E. 0,23 g di NaCl

$$\frac{3}{100} = \frac{x}{100 \text{ g di soluzione}}$$

$$3 : 100 = x : 70$$

$$x = \frac{3 \cdot 70}{100} = 2,1$$

8. Se si sciolgono 17 g di nitrato di potassio, KNO_3 , in 250 mL di soluzione, la molarità risultante è:

- A. 1,7 M
- ☒ B. 0,68 M
- C. 6,8 M
- D. 0,17 M
- E. 1,01 M

$$n \text{ moli} = \frac{m(g)}{MM} = \frac{17}{(39 + 14 + 48)} = \frac{17}{101} = 0,168$$

$$K = 39 \text{ g/mol} \quad M = \frac{n \cdot \text{moli}}{V(l)} = \frac{0,17}{0,250 \text{ l}} = 0,68 \text{ M}$$

$$N = 14 \text{ g/mol}$$

$$O = 16 \text{ g/mol} \times 3 = 48 \text{ g/mol}$$

9. Quanti mL di una soluzione 0,60 M di acido acetico si devono prelevare per preparare, mediante diluizione con acqua, 100 mL di una soluzione 0,15 M?

- A. 25 mL
- B. 15 mL
- C. 60 mL
- D. 1,5 mL
- E. 2,5 mL

10. Nella condizione denominata ipossia ipossiémica:

- A. l'anomalia primaria è una bassa concentrazione di emoglobina.
- B. l'anomalia primaria è una bassa tensione dell'ossigeno arterioso.
- C. l'anomalia primaria è un flusso ematico tissutale ridotto.

Proprietà colligative

1. In una soluzione acquosa contenente un soluto non volatile:

- A. la legge di Raoult non viene rispettata.
- B. la pressione di vapore della soluzione dipende necessariamente dalla natura chimica del soluto.
- C. la pressione di vapore del solvente puro è inferiore a quella della soluzione.
- D. vale $x_{\text{solvente}} > 1$.
- E. la pressione di vapore della soluzione è dovuta alla sola pressione di vapore del solvente.

2. Si dispone di quattro soluzioni di pari concentrazione molare: saccarosio, CaCl_2 , KCl , AlCl_3 . A parità di concentrazione, le temperature di ebollizione seguono l'ordine:

- A. saccarosio $< \text{KCl} < \text{CaCl}_2 < \text{AlCl}_3$.
- B. $\text{KCl} < \text{CaCl}_2 < \text{AlCl}_3 < \text{saccarosio}$.
- C. le tre saline sono uguali e il saccarosio è superiore.
- D. $\text{AlCl}_3 < \text{CaCl}_2 < \text{KCl} < \text{saccarosio}$.
- E. sono uguali per tutte le soluzioni.

3. Quando due soluzioni sono separate da una membrana selettivamente permeabile, si osserva:

- A. diffusione del soluto dalla soluzione meno concentrata alla più concentrata.
- B. diffusione di tutti i soluti dalla più concentrata alla meno concentrata.
- C. un flusso spontaneo d'acqua verso la soluzione più concentrata.
- D. migrazione spontanea del soluto verso la soluzione più concentrata.
- E. un flusso spontaneo d'acqua verso la soluzione più diluita.

4. Una soluzione 0,1 M di cloruro di calcio, CaCl_2 , ha osmolarità ideale pari a:

- A. 0,1 Osm/L
- B. 0,2 Osm/L
- C. 0,01 Osm/L
- D. 0,03 Osm/L
- E. 0,3 Osm/L



$$\text{osmolento} = i \times M = 3 \times 0,1 = 0,3 \text{ Osm/l}$$

5. La desalinizzazione delle acque per ottenere acqua potabile sfrutta il fenomeno:

- A. dell'ultrafiltrazione.
- B. dell'osmosi.
- C. dell'osmosi inversa.
- D. della diffusione secondo gradiente di concentrazione.
- E. del passaggio forzato di solvente con pressione minore della pressione osmotica.

6. Qual è la pressione osmotica di 1,5 L di soluzione contenente 205,2 g di saccarosio ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) a 27 °C?

A. 0,004025

- A. $9,98 \cdot 10^4$ Pa
- B. 9,852 atm
- C. $8,98 \cdot 10^4$ Pa
- D. $9,98 \cdot 10^5$ atm
- E. 89,8 Pa

7. Quanti grammi di glucosio ($M = 180$ g/mol) sono stati aggiunti a 250 g di acqua ($K_{cr} = 1,86$ °C·kg/mol) se il punto di congelamento è diminuito di 1,20 °C?

- ☒ A. 29,0 g
- B. 116,1 g
- C. 58,0 g
- D. 2,90 g
- E. 100,4 g

$$\Delta T_f = K_{cr} \times m \times i$$
 (Handwritten notes: K_{cr} is "costante", i is "molecole" and "fattore Van't Hoff")

$$m = \frac{\Delta T_f}{K \cdot i} = \frac{1,20}{1,86 \times 1} = 0,64 \text{ mol/kg}$$
 (Handwritten note: "abbassamento" points to ΔT_f)

$$m = \frac{n \text{ moli}}{m(kg) \text{ solv}} \Rightarrow n \text{ moli} = m \times m(kg) \text{ solv} = 0,64 \times 0,250 = 0,16$$

$$n \text{ moli} = \frac{mg}{MH} \Rightarrow m(g) = n \text{ moli} \times MH = 0,16 \times 180 = 28,8$$
 (Handwritten note: "28,8" is written below the final result)

8. L'analisi di un campione di sangue ha fornito: $\text{Na}^+ = 140$ mmol/L; azotemia (urea) = 40 mg/dL (conversione clinica come BUN); glicemia = 110 mg/dL. L'osmolarità calcolata è circa:

- A. 430 mOsm/L
- B. 282,0 mOsm/L
- C. 160,4 mOsm/L
- D. 300,4 mOsm/L
- E. 142,0 mOsm/L

9. Per ripristinare l'osmolarità normale, quale volume d'acqua bisognerebbe somministrare (in teoria) a un paziente di 70 kg che presenta osmolarità di 310 mOsm/L?

- A. 6 L
- B. 11,1 L
- C. 4,1 L
- D. 4,5 L
- E. 0,45 L

10. Nel nostro organismo, il passaggio dell'acqua dal capillare all'interstizio avviene:

- A. quando aumentano le proteine plasmatiche.
- B. in seguito a un aumento della pressione oncotica del sangue.
- C. quando diminuisce la pressione idrostatica capillare.
- D. in conseguenza di una riduzione della permeabilità di membrana.
- E. grazie alla differenza di pressione idrostatica tra capillare e interstizio.

Stati di aggregazione della materia

1. Il volume occupato da 4,4 g di CO₂ (MM = 44 g/mol) alla temperatura di 37 °C e alla pressione di 101,3 kPa è di:

- ☒ A. 2,54 L
- B. 0,025 L
- C. 0,303 L
- D. 257,8 L
- E. 25,4 L

$$n \text{ moli}, \quad \frac{m}{MM} = \frac{4,4}{44} = 0,1 \text{ mol}$$
$$T \text{ } ^\circ\text{C} \rightarrow K = 37 + 273 = 310 \text{ K}$$
$$PV = nRT$$
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,1 \times 8,31 \times 310}{101,3} = 2,54 \text{ l}$$

$\rightarrow [kPa \cdot e / mol K]$

2. Durante la respirazione:

- A. quando il diaframma si contrae, si muove verso l'alto.
- B. quando il volume della gabbia toracica aumenta, il diaframma è rilassato.
- C. quando il diaframma si contrae, il volume della gabbia toracica aumenta.
- D. al termine dell'inspirazione, il diaframma si muove verso il basso.
- E. quando il diaframma si muove verso l'alto, i polmoni si dilatano passivamente.

3. Una persona in ossigenoterapia utilizza una bombola di ossigeno a pressione interna $P = 150 \text{ atm}$ e volume $V = 5 \text{ L}$. Se l'ossigeno viene erogato alla velocità di 3 L/min , qual è l'autonomia approssimativa della bombola?

- A. 200 minuti.
- B. Non è possibile determinarla.
- C. 1,7 ore.
- ☒ D. 4 ore e 10 minuti.
- E. Poco meno di 2 minuti.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_1 = 150 \text{ atm}$$

$$V_1 = 5 \text{ l}$$

~

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$T_2 = 1 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

$$\frac{150 \times 5}{1} = 750 \text{ l} : 3 = 250 \text{ min} \rightarrow 4 \text{ h. } 10 \text{ min}$$

4. Secondo il modello del gas perfetto:

- A. le molecole collidono perché hanno dimensioni piccole ma non trascurabili.
- B. il moto segue traiettorie regolari e perfettamente curvilinee.
- C. le molecole possiedono esclusivamente energia potenziale.
- ☒ D. le collisioni tra molecole e con le pareti avvengono senza perdita di energia.
- E. le molecole interagiscono continuamente tra loro.

Collisioni elastiche

5. Un gas alla pressione di 2 atm e alla temperatura di 23 °C occupa 12 L. Quale pressione esercita se si porta la temperatura a 171 °C e il volume a 15 L?

- A. Non è possibile rispondere.
- B. 2,4 atm
- C. 11,9 atm
- D. 1,1 atm
- E. 0,42 atm

6. Per le molecole di un gas, si può affermare che:

- A. è possibile descrivere esattamente il comportamento di ogni singola molecola grazie alla teoria cinetica.
- B. aumentando la temperatura diminuisce l'energia cinetica media.
- C. alla stessa temperatura, gas diversi hanno energia cinetica media diversa e proporzionale alla massa molecolare.
- D. è possibile calcolare la frazione/numero di molecole con energia uguale o superiore a un certo valore.
- E. a temperatura fissa, il numero di molecole con energia superiore a E aumenta aumentando E.

7. La temperatura critica (T_c) di una sostanza è:

- A. la temperatura al di sopra della quale la sostanza non può essere liquefatta per sola compressione.
- B. la temperatura alla quale la tensione di vapore saturo diventa sempre uguale alla pressione ambiente.
- C. la temperatura al di sopra della quale un aeriforme è definito vapore.
- D. la temperatura al di sopra della quale la sostanza può essere liquefatta per sola compressione.
- E. la temperatura al di sotto della quale un aeriforme è definito gas.

8. Al termine dell'inspirazione, all'interno del polmone si sono verificati un aumento di volume ΔV e un aumento di

8. Al termine dell'inspirazione, all'interno del polmone si sono verificati un aumento di volume ΔV e un aumento di pressione ΔP ; il rapporto $\Delta V/\Delta P$ è denominato:

- A. resistenza polmonare.
- B. compliance polmonare.
- C. tensione polmonare.
- D. tensione alveolare.
- E. elasticità alveolare.

9. Il passaggio di stato solido-vapore è denominato:

- A. fusione.
- B. condensazione.
- C. sublimazione.
- D. evaporazione.
- E. tensione di vapore.

10. Quale delle seguenti affermazioni sulla termoregolazione non è corretta?

- A. La temperatura corporea è mantenuta pressoché costante da un equilibrio tra termogenesi e termodispersione.
- B. La termoregolazione sfrutta il calore di evaporazione dell'acqua.
- C. La dispersione di calore per via respiratoria dipende poco dalla temperatura esterna rispetto ad altri meccanismi.
- D. È importante la differenza tra la pressione di vapore saturo a 37 °C e quella dell'ambiente.
- E. La termoregolazione cutanea non può essere regolata perché dipende solo dalla pressione di vapore nell'ambiente.

Struttura della materia

1. L'affinità elettronica:

- A. è l'energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo allo stato gassoso. → *potenziale di ionizzazione*
B. aumenta scendendo nel gruppo. → *DIMINUISCE*
C. aumenta spostandosi da destra a sinistra in un periodo. → *AUMENTA DA DX A SX*
D. è l'energia che si libera quando un atomo X allo stato gassoso diventa uno ione negativo X^- .
E. esprime la tendenza di un elemento ad attirare gli elettroni di legame. → *DEF. ELETTRONEGATIVITÀ*

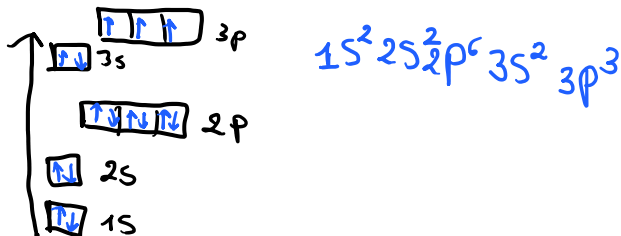
2. Quale tra i seguenti elementi non è necessario per la vita?

- A. Fosforo. → *DNA, ATP etc*
B. Cloro. → *elettroliti*
C. Bromo.
D. Molibdeno. → *cofattore enzimatico*
E. Calcio. → *Ossa, segnalazione*

3. Il fosforo ha numero atomico $Z = 15$. Qual è il suo simbolo chimico e quale configurazione elettronica possiede?

- A.** P, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.
B. P, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
C. F, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.
D. P, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
E. F, $1s^2 2s^2 2p^5$.

P



4. L'elemento con configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$:

- A. non è possibile determinarlo, se non si conosce anche Z.

B. è il bromo, Br.

C. è il cloro, Cl. → $Z = 17$

D. è il vanadio, V. → $Z = 23$

E. è lo iodio, I. → $Z = 53$

contro elettroni → $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 5 = 35$

$Z = 35$ → Bromo (5° periodo ... 17)

10.1.11, gruppo 17

5. La rappresentazione simbolica di un atomo che possiede 6 protoni e 7 neutroni è:

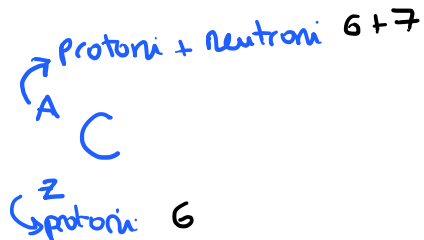
A. un nuclide con $Z = 7$ e $A = 6$.

B. ${}^{12}_6\text{C}$.

C. ${}^{14}_6\text{C}$.

☒ D. ${}^{13}_6\text{C}$.

E. ${}^{13}_7\text{N}$.



6. Quando il numero quantico secondario l vale 3, i possibili valori del numero quantico magnetico m sono:

A. 0, 1, 2, 3.

B. -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3.

C. -1, +1, -2, +2, +3, -3.

D. +1, +2, +3.

E. -2, -1, 0, +1, +2.

$$-l < m < +l$$

↓

$$-3 \quad -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2 \quad +3$$

7. L'ossigeno è presente in natura come miscela di tre isotopi: ${}^{16}\text{O}$ (15,994915 u, prevalente), ${}^{17}\text{O}$ (16,999131 u), ${}^{18}\text{O}$ (17,999160 u). La massa atomica dell'ossigeno è quindi:

A. 15,995 u.

B. 16,998 u, cioè la media aritmetica delle masse atomiche dei tre isotopi.

C. i dati del problema non sono sufficienti per rispondere.

D. 17,999160 u, perché coincide con l'isotopo più pesante.

E. 16,999131 u, perché si deve scegliere il valore intermedio.

8. Il numero di neutroni di un atomo avente numero atomico 42 e numero di massa 96 è:

- A. 42
- B. 96
- C. 138
- D. 69
- E. 54

9. 7,5 g di H_2O corrispondono a:

- A. 0,4162 mol di H_2O e $0,4162 \cdot 10^{23}$ molecole.
- B. 0,4162 mol di H_2O e $0,2506 \cdot 10^{24}$ atomi O.
- C. 7,5 mol di H_2O e $7,5 \cdot 10^{23}$ molecole.
- D. 0,4162 mol di H_2O e $0,4162 \cdot 10^{23}$ atomi O.
- E. 0,4162 mol di H_2O e $0,2506 \cdot 10^{24}$ atomi H.

10. Nel corpo umano il ferro:

- A. è essenziale per l'attività dell'enzima alcol deidrogenasi.
- B. è implicato nel trasporto di ossigeno ai tessuti.
- C. stabilizza alcuni tipi di strutture proteiche che promuovono l'interazione delle proteine con il DNA.
- D. è l'elemento di transizione meno abbondante nel corpo umano.
- E. è essenziale per il funzionamento di tre enzimi della classe delle ossidasi.

Termodinamica e bioenergetica

1. Un sistema aperto come la cellula:

- A. scambia energia ma non materia con l'esterno.
- B. scambia calore ma non energia con l'esterno.
- C. scambia con l'esterno sia energia sia materia.
- D. essendo rivestita da membrana, non può scambiare calore.
- E. è così definito solo perché introduce cibo ed elimina scorie.

2. In una reazione esotermica che avviene in una cellula:

- A. la variazione di entalpia è uguale al calore scambiato a temperatura costante.
- B. ΔH è positivo: la cellula assorbe calore.
- C. ΔH è negativo: il sistema-cellula produce/cede calore.
- D. si ha sempre $\Delta H_{\text{reazione}} = H_{\text{iniziale}} - H_{\text{finale}}$.
- E. l'entalpia dei reagenti è minore di quella dei prodotti.

3. L'energia libera standard G° :

- A. è zero per qualsiasi sostanza allo zero assoluto.
- B. è definita alla temperatura cellulare di 37 °C.
- C. è definita alla pressione interna cellulare.
- D. è l'energia libera di una sostanza pura nello stato standard, convenzionalmente a 25 °C e pressione standard.
- E. dipende dall'attività della sostanza in esame.

4. Nella cellula, le reazioni che avvengono con un aumento di energia libera:

- A. sono spontanee perché necessarie alla sopravvivenza.
- B. vengono accoppiate a reazioni endoergoniche.
- C. sono sempre favorite termodinamicamente.
- D. sono realizzabili solo a temperature alle quali diventano spontanee.
- ☒ E. vengono accoppiate a reazioni esoergoniche.

5. La fosforilazione del glucosio ($\Delta G^\circ = +14 \text{ kJ/mol}$) viene accoppiata all'idrolisi dell'ATP ($\Delta G^\circ = -31 \text{ kJ/mol}$). Possiamo affermare che:

- A. la somma costituisce un processo reversibile.
- ☒ B. il processo complessivo è favorito, con $\Delta G^\circ = -17 \text{ kJ/mol}$.
- C. la reazione complessiva ha $\Delta G^\circ = +17 \text{ kJ/mol}$ ed è spontanea.
- D. il processo complessivo ha $\Delta G^\circ = +45 \text{ kJ/mol}$ e non è spontaneo.
- E. il processo complessivo è reversibile, con $\Delta G^\circ = -45 \text{ kJ/mol}$.

6. Per la reazione $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s})$, con $\Delta H > 0$, quale affermazione NON è corretta?

- A. ΔS è verosimilmente positivo.
- B. Si ha un aumento di entropia del sistema.
- C. È spontanea solo a temperatura molto bassa.
- D. È favorita termodinamicamente ad alta temperatura.
- E. È sempre favorita perché sia ΔH sia ΔS sono positivi.

7. Quando è stato raggiunto un equilibrio dinamico liquido-vapore, relativamente all'energia libera del sistema si può affermare che:

- A. $\Delta G < 0$ perché $G_{\text{vap}} > G_{\text{liq}}$.
- B. $\Delta G = 0$.
- C. $\Delta G = RT \cdot P_{\text{vap}}$.
- D. $\Delta G = \Delta G^\circ - RT \cdot P_{\text{vap}} = 0$.
- E. $\Delta G > 0$ perché $G_{\text{vap}} < G_{\text{liq}}$.

8. Quale delle seguenti affermazioni sulla struttura tridimensionale funzionale di una proteina non è corretta?

- A. Corrisponde a un minimo locale di energia.
- B. Corrisponde necessariamente al minimo assoluto di energia.
- C. Può evolvere nel tempo verso una struttura più stabile.
- D. È il risultato di un processo detto folding.
- E. Si forma spontaneamente durante la sintesi della proteina.

9. La degradazione completa di 1 mol di glucosio ha $\Delta G = -2850 \text{ kJ}$, mentre 1 mol di palmitato ha $\Delta G = -9781 \text{ kJ}$. Ciò significa che:

- A. la degradazione del glucosio è più endoergonica.

- B. il glucosio è favorito ma il palmitato no.
- C. il palmitato è favorito ma il glucosio no.
- D. la degradazione del palmitato è più esoergonica di quella del glucosio.
- E. la degradazione del glucosio è più esoergonica.

10. Quale tra le seguenti affermazioni sull'entalpia è corretta?

- A. L'entalpia dipende dal percorso seguito dal sistema.
- B. È la differenza tra energia totale dell'ambiente e del sistema.
- C. La variazione di entalpia di un processo è la somma delle variazioni di entalpia delle singole tappe.
- D. La variazione di entalpia di una reazione esotermica è positiva.
- E. La variazione di entalpia rappresenta il calore scambiato a volume costante.