



*Centro Studi  
Colombo*

**ESERCIZI TRATTI DA PROVE UFFICIALI**

*Chimica generale*

- 1 La mole di una proteina pesa 60 Kg; nella mole in questione sono contenuti:
- a) 60 aminoacidi
  - b) 6.000 aminoacidi
  - c) 60.000 molecole
  - d)  $6,023 \cdot 10^{23}$  molecole di proteina
  - e)  $6,023 \cdot 10^{23}$  molecole di aminoacidi
- 
- 2 Il peso molecolare del saccarosio  $C_{12}H_{22}O_{11}$  è 342 u.m.a.; ciò implica che in 34,2 g di questa sostanza le molecole sono circa:
- a) 342
  - b) 3420
  - c) 34,2 miliardi
  - d) seicentomila miliardi di miliardi
  - e) sessantamila miliardi di miliardi
- 
- 3 Un grammo equivalente di  $NH_4Cl$  (P.M. = 53,45) è:
- a) 26,73 g
  - b) 53,45 g
  - c) 13,36 g
  - d) 106,9 g
  - e) 17,8 g
- 
- 4 Un grammo equivalente di  $Al(OH)_3$  è uguale a:
- a) una mole
  - b) un terzo di mole
  - c) tre moli
  - d) un sesto di mole
  - e) sei moli
- 
- 5 Il peso molecolare dell'acqua è 18 u.m.a. Quante moli sono contenute in 2 litri di acqua a 4 gradi centigradi?
- a) Circa 2
  - b) Circa 200
  - c) Circa 22,4
  - d) Circa 111
  - e) Circa 18
- 
- 6 L'acido solforico ha peso molecolare 98 u.m.a.. A quanti grammi corrispondono cinque moli di questa sostanza?
- a) 35
  - b) 19,6
  - c) 98
  - d) 490
  - e)  $5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$
- 
- 7 "Gli aspetti quantitativi del fenomeno dell'elettrolisi sono regolati dalle leggi di Faraday. La prima legge afferma che le quantità di sostanze prodotte all'anodo e al catodo sono direttamente proporzionali alla quantità di elettricità che ha attraversato il circuito durante l'elettrolisi. La seconda legge afferma che per ottenere mediante elettrolisi un grammo equivalente di qualsiasi sostanza occorre sempre la stessa quantità di elettricità (circa 96500 coulombs), che corrisponde alla quantità di elettricità trasportata da una mole di elettroni".  
Quale delle seguenti affermazioni può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?
- a) Per ottenere all'anodo mille grammi equivalenti di una sostanza occorre circa una mole di coulombs
  - b) Per ottenere al catodo un millesimo di grammo equivalente di una sostanza occorrono circa 96.5 coulombs
  - c) Se nel circuito passa un millesimo di mole di elettroni, la quantità di elettricità corrispondente è di circa 96.5 milioni di coulombs
  - d) Per ottenere all'anodo un millesimo di grammo equivalente di una sostanza occorrono circa 96.5 milioni di coulombs
  - e) Per ottenere all'anodo un millesimo di grammo equivalente di una sostanza occorrono circa 96.5 milioni di elettroni

- 8 A 25 gradi °C, l'equazione di Nernst è:  
 $E' = E + 60 \log \frac{[OX]}{[R]}$   
 $E'$  = potenziale di riduzione;  $E$  = potenziale di riduzione standard;  $[OX]$  = concentrazione dell'ossidante;  $[R]$  = concentrazione del riducente. L'equazione di Nernst consente di calcolare il potenziale di riduzione  $E'$  di una coppia redox in funzione del rapporto tra le concentrazioni dell'ossidante OX e del riducente R, essendo noto  $E$ .  
 Calcolare il potenziale di riduzione della coppia redox tampachinone [OX]/tampachinolo [R] ( $E = -552$  mVolt), per un quoziente tampachinone/ tampachinolo = 1000.  
 a) - 372 mVolt                      b) - 350 mVolt  
 c) - 400 mVolt                      d) - 732 mVolt  
 e) - 750 Volt
- 
- 9 A 25 gradi C, l'equazione di Nernst è:  
 $E' = E + 60 \log \frac{[OX]}{[R]}$   
 $E'$  = potenziale di riduzione;  $E$  = potenziale di riduzione standard;  $[OX]$  = concentrazione dell'ossidante;  $[R]$  = concentrazione del riducente. L'equazione di Nernst consente di calcolare il potenziale di riduzione  $E'$  di una coppia redox in funzione del rapporto tra le concentrazioni dell'ossidante OX e del riducente R, essendo noto  $E$ .  
 Calcolare il potenziale di riduzione della coppia redox tampachinone/ tampachinolo per un quoziente tampachinone [OX]/tampachinolo [R] ( $E = -552$  mVolt) = 10.000.  
 a) -340 mVolt                      b) -400 mVolt  
 c) -372 mVolt                      d) -312 mVolt  
 e) -792 mVolt
- 
- 10 A 25 gradi °C, l'equazione di Nernst è:  
 $E' = E + 60 \log \frac{[OX]}{[R]}$   
 $E'$  = potenziale di riduzione;  $E$  = potenziale di riduzione standard;  $[OX]$  = concentrazione dell'ossidante;  $[R]$  = concentrazione del riducente. L'equazione di Nernst consente di calcolare il potenziale di riduzione  $E'$  di una coppia redox in funzione del rapporto fra le concentrazioni dell'ossidante OX e del riducente R, essendo noto  $E$ .  
 Calcolare il potenziale di riduzione della coppia redox tampachinone/tampachinolo per un quoziente tampachinolo [OX]/tampachinone [R] ( $E = -552$  m Volt) = 1  
 a) 0 mVolt                      b) - 552 mVolt  
 c) - 612 mVolt                      d) - 492 mVolt  
 e) non è possibile fare il calcolo
- 
- 11 Il nome ufficiale del composto  $P_2O_5$  è:  
 a) diossido di pentafosforo  
 b) sesquiossido di fosforo  
 c) anidride fosforosa  
 d) ossido di fosforo  
 e) pentossido di difosforo
- 
- 12 Il numero di atomi di idrogeno contenuti in una mole di  $H_2O$  è:  
 a) 2                      b)  $6,023 \cdot 10^{23}$                       c)  $6,023 \cdot 10^{23}$   
 d)  $18,069 \cdot 10^{23}$                       e)  $12,046 \cdot 10^{23}$
- 
- 13 Quale delle seguenti affermazioni è CORRETTA?  
 a) Una molecola di  $O_2$  pesa 32 g  
 b) Una molecola di  $O_2$  pesa 16 g  
 c) Una molecola di  $O_2$  occupa 22,414 L in condizioni standard  
 d) Una mole di  $O_2$  pesa 32 g  
 e) Una mole di  $O_2$  pesa 16 g
- 
- 14 Negli ossiacidi inorganici:  
 a) gli atomi di idrogeno acidi sono legati sempre all'atomo centrale  
 b) gli atomi di idrogeno acidi presentano legami ionici con gli atomi di ossigeno  
 c) gli atomi di idrogeno acidi sono legati in modo covalente agli atomi di ossigeno  
 d) il legame tra idrogeno e ossigeno è un legame a ponte di idrogeno  
 e) l'atomo centrale ha carattere spiccatamente metallico
- 
- 15 Quanti grammi pesano 11,2 litri di  $CH_4$  a condizioni standard?  
 a) 4                      b) 8                      c) 10                      d) 11                      e) 16
- 
- 16 Un catalizzatore ha sempre l'effetto di:  
 a) far avvenire reazioni non spontanee  
 b) spostare l'equilibrio di reazione verso i prodotti  
 c) aumentare il rendimento di reazione  
 d) aumentare la velocità di reazione  
 e) innalzare il valore dell'energia di attivazione
- 
- 17 Sono stati ottenuti, con quattro differenti metodi, quattro campioni di ossido di azoto; la percentuale in peso di azoto risulta essere la stessa in ognuno dei quattro campioni. Ciò costituisce una prova della legge:  
 a) della conservazione della massa  
 b) delle proporzioni multiple  
 c) di Avogadro  
 d) delle proporzioni definite  
 e) di Einstein
- 
- 18 L'unità di misura della costante di equilibrio della reazione:  $N_2 + O_2 = 2NO$   
 a) è (litri)<sup>2</sup>/ (moli)<sup>2</sup>  
 b) è un numero puro, cioè adimensionale  
 c) è moli / litri  
 d) è litri / moli  
 e) dipende dalla temperatura
- 
- 19 L'ozono:  
 a) è costituito da molecole monoatomiche  
 b) è un riducente assai energetico  
 c) è una forma allotropica dell'elemento ossigeno  
 d) è costituito da molecole biatomiche  
 e) è un isotopo dell'elemento ossigeno
- 
- 20 "L'azoto molecolare ( $N_2$ ) e l'idrogeno molecolare ( $H_2$ ) reagiscono per formare ammoniaca ( $NH_3$ ); nelle condizioni in cui si fa avvenire la reazione, tutte e tre le sostanze si trovano allo stato gassoso; dal punto di vista stechiometrico, la reazione si svolge tra UNA mole di  $N_2$  e TRE moli di  $H_2$ , e si formano DUE moli di  $NH_3$ . La reazione non decorre praticamente mai a completezza, e si raggiunge una situazione di equilibrio dinamico, caratterizzato dall'eguaglianza delle velocità della reazione diretta (sintesi dell'ammoniaca) e di quella inversa (scissione dell'ammoniaca in azoto e idrogeno); le condizioni dell'equilibrio dipendono essenzialmente dalla temperatura e dalla

- pressione; se si lavora a temperatura costante, l'equilibrio è tanto più favorevole alla sintesi dell'ammoniaca quanto più alta è la pressione a cui si opera, in quanto, in conformità del principio dell'equilibrio mobile di Le Chatelier-Braun, nella sintesi si passa da quattro a due moli di gas, che esercitano una pressione minore rispetto a quattro moli".
- Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?
- A temperatura costante, la trasformazione dell'azoto e dell'idrogeno in ammoniaca produce una diminuzione della pressione
  - A temperatura costante, la scissione dell'ammoniaca in azoto e idrogeno produce un aumento della pressione
  - Nella reazione di scissione dell'ammoniaca si passa da due a quattro moli
  - Quanto più alta è la temperatura, tanto più l'equilibrio è favorevole alla sintesi di ammoniaca
  - Nelle condizioni di equilibrio dinamico la reazione continua a svolgersi in entrambi i sensi
- 
- 21 Quale delle seguenti affermazioni è corretta (p.at. N = 14 u.m.a.)?
- 28 moli di  $N_2$  pesano 1 g
  - Una molecola di  $N_2$  occupa 22,414 L in condizioni standard
  - 28 molecole di  $N_2$  pesano 1 g
  - Una mole di  $N_2$  pesa 28 g
  - Una molecola di  $N_2$  pesa 28 g
- 
- 22 Quanti grammi pesano 11,2 litri di  $CH_4$  a condizioni standard?
- 4
  - 8
  - 10
  - 11
  - 16
- 
- 23 I composti costituiti da due elementi vengono in genere denominati utilizzando la radice del nome del secondo elemento nella formula, seguita da "di" e dal nome del primo elemento; il numero di atomi di ciascun elemento nella formula è indicato da un prefisso (mono, di, tri, tetra, penta, etc.; il prefisso mono viene in genere omissivo). Così, ad esempio, il composto  $Al_2O_3$  viene chiamato triossido di alluminio, e il composto  $ICl$  prende il nome di cloruro di iodio. Sulla base delle regole indicate nel testo, quali sono le formule del tetrossido di diazoto e del pentacloruro di fosforo?
- $Na_2O_4; PCl_5$
  - $N_2O_3; FCl_5$
  - $N_2O_4; PCl_3$
  - $N_2O_4; FCl_5$
  - $N_2O_4; PCl_5$
- 
- 24 Una nmole corrisponde a:
- $10^9$  moli
  - $10^{-3}$  fmoli
  - $10^{-4}$  micromoli
  - $10^{-3}$  micromoli
  - $10^2$  pmoli
- 
- 25 Il nome ufficiale del composto  $Al_2O_3$  è:
- diossido di trialluminio
  - sesquiossido di alluminio
  - triossido di di alluminio
  - ossido di alluminio
  - anidride alluminica
- 
- 26 Il peso molecolare dell'acido fosforico è 98 u.m.a. Quanti g pesano 0,05 moli del composto?
- 0,98
  - 0,005
  - 0,49

- 0,0049
  - 4,9
- 
- 27 Una mole di  $Al(OH)_3$  corrisponde a:
- un grammoequivalente
  - tre grammoequivalenti
  - un terzo di grammoequivalente
  - un sesto di grammoequivalente
  - sei grammoequivalenti
- 
- 28 "I composti inorganici costituiti da due soli elementi (composti binari) vengono in genere denominati utilizzando la radice dal secondo elemento della formula, seguita dalla congiunzione "di", e dal nome del primo elemento; il numero di atomi di ciascun elemento nella formula è indicato con un prefisso (a seconda del caso: mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, esa-, epta-); il prefisso mono- viene in genere omissivo. Ad esempio,  $Fe_2O_3$  viene chiamato triossido di ferro,  $ICl$  viene denominato cloruro di iodio, ecc. ecc."
- Sulla base delle regole indicate nel testo, quali sono i nomi dei composti  $P_4O_6$  e  $N_2O_5$ ?
- Esaossido di tetrafosforo, e diossido di pentaazoto
  - Tetraossido di esafosforo e pentaossido di azoto
  - Esaossido di fosforo e diossido di pentaazoto
  - Esaossido di tetrafosforo e pentaossido di diazoto
  - Tetraossido di esafosforo e diossido di pentaazoto
- 
- 29 Il bilanciamento di una reazione chimica è imposto dalla legge di:
- Lavoisier
  - Proust
  - Dalton
  - Gay-Lussac
  - Dannon
- 
- 30 Chi ha scoperto che la fermentazione è causata da lieviti?
- Charles Darwin
  - Gregor Mendel
  - Robert Koch
  - Louis Pasteur
  - Niels Bohr
- 
- 31 L'acqua ossigenata è:
- una forma isotopica dell'acqua
  - una forma allotropica dell'acqua
  - un composto diverso dall'acqua
  - una soluzione di ossigeno in acqua
  - una forma reattiva dell'acqua
- 
- 32 Che cosa afferma la legge di Lavoisier?
- La somma delle masse delle sostanze poste a reagire è uguale alla somma delle masse delle sostanze ottenute dopo la reazione
  - Quando due gas nelle stesse condizioni di temperatura e pressione si combinano i loro volumi stanno in rapporto numerico semplice tra loro e col prodotto della reazione, se questo a sua volta è un gas
  - In un composto chimico allo stato puro gli elementi che lo formano stanno tra loro in proporzione di peso definita e costante
  - Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole
  - Se due elementi si combinano tra loro per dare più di un composto le quantità in peso di uno, che si combinano con una quantità fissa dell'altro, stanno tra loro in rapporti esprimibili mediante numeri interi, in genere piccoli

- 33 **Indicare tra i seguenti acidi quello maggiormente corrosivo per i tessuti epiteliali:**
- acido etanoico
  - acido solforico
  - acido carbonico
  - acido citrico
  - acido L-ascorbico
- 
- 34 **La massa molecolare dell'acqua è pari a 18 u.m.a. Perciò in 1 litro d'acqua sono contenute:**
- 55,5 mol di acqua
  - 1,8 10<sup>3</sup> mol di acqua
  - 100 mol di acqua
  - 22,4 mol di acqua
  - 1,8 10<sup>3</sup> mol di acqua
- 
- 35 **Indicare la definizione CORRETTA di molecola:**
- la più piccola quantità di un elemento che permette di riconoscerlo
  - la più piccola quantità di un elemento o composto che ne conserva tutte le caratteristiche fisiche e chimiche
  - la più piccola quantità di una sostanza chimica che ne conserva le caratteristiche chimiche
  - la più piccola quantità con cui un elemento entra a far parte di un composto
  - la più piccola quantità di una sostanza chimica che ne conserva solo le caratteristiche fisiche
- 
- 36 **Il peso molecolare dell'acido acetico è 60 u.m.a. Quanti g pesano 0,05 moli del composto?**
- 0,60
  - 50
  - 0,003
  - non si può stabilire senza ulteriori dati
  - 3
- 
- 37 **Una mole di un dato composto contiene:**
- un numero di molecole pari al Numero di Avogadro
  - un grammo del composto
  - un numero di molecole pari alla costante di Boltzmann
  - un numero di molecole pari al Numero di Avogadro moltiplicato per il peso molecolare
  - Non si può dire senza ulteriori dati
- 
- 38 **Secondo la legge di Lavoisier in una trasformazione chimica rimane costante:**
- la massa del sistema
  - la densità del sistema
  - il volume delle sostanze
  - lo stato di aggregazione delle sostanze
  - il contenuto energetico
- 
- 39 **Quale tra le seguenti sostanze non è un elemento:**
- argento
  - ammoniaca
  - idrogeno
  - mercurio
  - ferro
- 
- 40 **Quale è la differenza tra miscugli e composti?**
- I miscugli sono formati da sostanze mescolate e i composti da elementi mescolati
  - I miscugli sono formati da sostanze mescolate in proporzioni fisse, e i composti sono costituiti da due o più elementi presenti in proporzioni fisse.
  - I miscugli sono formati da sostanze mescolate in proporzioni variabili, e i composti sono costituiti da due o più elementi presenti in proporzioni fisse
  - I miscugli sono formati da sostanze mescolate in proporzioni fisse, e i composti sono costituiti da due o più elementi presenti in proporzioni variabili
  - Non vi è nessuna differenza tra miscugli e composti
- 
- 41 **Indica quale delle seguenti sostanze ha il peso molecolare minore:**
- ossigeno
  - azoto
  - monossido di carbonio
  - acqua
  - anidride carbonica

# Soluzioni

**Chimica Generale**

1	Veterinaria 1999	D	Una mole di una sostanza è una quantità, di quella sostanza, contenente $6,023 \cdot 10^{23}$ ( <b>numero di Avogadro</b> ) molecole della stessa. Così, una mole di azoto (un elemento) contiene un numero di avogadro di atomi di azoto, mentre una mole di acqua (una molecola costituita da due atomi di idrogeno ed uno di ossigeno) contiene un numero di avogadro di molecole di acqua.
2	Odontoiatria 1999	E	Il peso del saccarosio è 342 u.m.a. il che significa che 342 gr di saccarosio ne costituiscono una mole, e quindi 34,2 gr sono un decimo di mole. La mole è quella quantità di sostanza che contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ ( <b>numero di Avogadro</b> ) molecole della stessa. Tuttavia di saccarosio, avendone 1/10 di mole, se ne hanno 1/10 di molecole, ovvero $6,023 \cdot 10^{22}$ , cioè, come risulta dallo svolgimento della semplice potenza, circa sessantamila miliardi di miliardi.
3	Medicina 1997	B	Un <b>grammo equivalente</b> , detto anche <b>equivalente soluto</b> , di una sostanza è uguale a: gr soluto/Peso Equivalente (P.E.). Il P. E. è poi uguale a: P.M./H <sup>+</sup> (se si tratta di un soluto acido); P.M./OH <sup>-</sup> (se si tratta di un soluto basico); P.M./ cariche positive (se si tratta di un sale). Considerando che il soluto utilizzato è il cloruro di ammonio, che è un sale con una carica positiva (quella del solo NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> ), e sostituendo il P.E., della formula del grammo equivalente, con la formula del P.E. stesso, si ha che: grammo equivalente = gr soluto/(P.M./1) ovvero gr soluto/(53,45/1). Tale rapporto può diventare prodotto invertendo il denominatore: grammo equivalente = gr soluto · (1/53,45). Pertanto un <b>grammo equivalente</b> sarà costituito da 53,45gr di soluto.
4	Veterinaria 1998	B	Un <b>grammo equivalente o equivalente soluto</b> di idrossido di alluminio - Al(OH) <sub>3</sub> - pesa, in grammi, quanto 1/3 di mole dello stesso composto. La normalità (N) è un'unità di misura chimica della concentrazione di una soluzione. N = equivalenti soluto/1 litro di soluzione. A sua volta: equivalenti soluto = gr soluto/Peso Equivalente (P.E.). Il P. E. è poi uguale a: P.M./H <sup>+</sup> (se si tratta di un soluto acido); P.M./OH <sup>-</sup> (se si tratta di un soluto basico); P.M./ cariche positive (se si tratta di un sale). In definitiva, applicando dei banali procedimenti matematici si ha che: N = M · n° di cariche (dove questo n° di cariche indica il n° di H <sup>+</sup> , oppure OH <sup>-</sup> , oppure cariche positive a seconda del soluto in questione). Da questa risulta la formula inversa per cui <b>M = N/n° cariche</b> . Pertanto, se la normalità di un litro di soluzione d'idrossido di alluminio fosse 1, perché questa contiene 1 grammo equivalente di soluto in un litro, vorrebbe significare che in questa soluzione sono presenti 1/3 (N/n° cariche) moli dello stesso composto e, di conseguenza, la concentrazione della soluzione risulterebbe pari a 0,3333M.
5	Veterinaria 1998	D	La mole di una sostanza è uguale a: <b>mole = g/P.M.</b> (della sostanza in questione). In questo caso, trattandosi dell'acqua a 4°C, e potendo, quindi, assimilare che 1 litro di acqua pesa 1Kg, in 2 litri, ovvero 2Kg, ovvero 2000g di acqua (P.M. = 18) si trovano circa 111 moli di questa sostanza (2000/18).
6	Odontoiatria 1998	D	Il peso molecolare ( <b>P.M.</b> ) di una sostanza viene misurato in u.m.a., ovvero unità di massa atomica, che corrisponde alla dodicesima parte del carbonio 12. Una mole di una sostanza è data da gr/P.M. della stessa. Insomma, una mole di una sostanza è uguale al P.M. di quella espresso in grammi. Pertanto se il P.M. dell'acido solforico è 98, allora 98 grammi pesa una mole dello stesso. Di conseguenza, $5 \cdot 98 = 490$ grammi è il peso di cinque moli di acido solforico.
7	Medicina 2001	B	L'unica affermazione che può essere dedotta dal brano è che: essendo <b>96.500 Coulombs</b> la quantità di elettricità necessaria per ottenere un <b>grammo equivalente di una sostanza</b> , mediante elettrolisi, occorrono 96,5 Coulombs (ovvero un millesimo della suddetta quantità) per ottenere un millesimo di grammo equivalente di una data sostanza (applicazione della <b>seconda legge di Faraday</b> ).
8	Veterinaria 1997	A	Basta applicare la formula dell' <b>equazione di Nernst</b> , che è già data dall'esercizio, per ottenere il risultato di -552mV. Infatti E' è l'incognita; E viene data ed è pari a -552mV; il rapporto tra la specie ossidante e quella riducente viene pure dato ed è pari a 1000. Così, considerato che il log 1000 = 3, si ha che $60 \cdot 3 = 180$ e quindi E' è uguale a -372mV ( $-552mV + 180 = -372mV$ ).
9	Odontoiatria 1997	D	Basta applicare la formula dell' <b>equazione di Nernst</b> , che è già data dall'esercizio, per ottenere il risultato di -312mV. Infatti: E' è l'incognita; E viene data ed è pari a -552mV; il rapporto tra la specie ossidante e quella riducente, viene anche esso fornito, ed è pari a 10000. Così considerato che il log 10000 = 4, si ha che $60 \cdot 4 = 240$ , e quindi E' sarà uguale al valore di $E + 240$ , ovvero a $-552 + 240 = -312mV$ .
10	Medicina 1997	B	Basterà applicare la formula dell' <b>equazione di Nernst</b> , che è già data dall'esercizio, per ottenere il risultato di -552mV. Infatti: E' è l'incognita; E viene data dal quesito ed è pari a -552mV; il rapporto tra la specie ossidante e quella riducente, viene anche esso fornito, ed è pari ad 1. Così, considerato che il log 1 = 0, si ha che $60 \cdot 0 = 0$ , e quindi E' sarà uguale solo al valore di E, ovvero a -552mV.
11	Odontoiatria	E	La <b>nomenclatura</b> dei composti chimici inorganici può essere di tipo <b>razionale</b> oppure

	2000		<p><b>tradizionale.</b> Secondo quella <b>razionale</b>, questo composto viene chiamato pentossido di difosforo, infatti, per i composti <b>binari</b> come questo, bisogna indicare la quantità di ossigeni seguita dal nome "ossido" e la quantità del secondo elemento (in questo caso il fosforo) seguita dal suo nome. Secondo la nomenclatura <b>tradizionale</b>, invece, i composti vengono divisi in <b>metallici e non - metallici</b>. Csicchè questo composto, essendo formato da ossigeno e un non metallo, rientra nella famiglia delle anidridi e questa in particolare sarebbe stata chiamata anidride fosforica (dato il numero di ossidazione usato dal fosforo nella formazione di questo composto).</p>
12	Odontoiatria 1998	E	<p>La <b>mole</b> di un elemento è quella quantità, di tale elemento, che contiene <math>6,023 \cdot 10^{23}</math> atomi dello stesso. Una mole di acqua, <math>H_2O</math>, che è una molecola, sono presenti due moli di atomi di H ed una mole di atomi di O. Pertanto il numero di atomi d'idrogeno presenti in una mole di acqua è <math>2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}</math> ovvero <math>12,046 \cdot 10^{23}</math>.</p>
13	Medicina 1998	D	<p>Il <b>peso atomico dell'ossigeno (O)</b> è 16. Pertanto, il <b>peso molecolare (P.M.) dell'ossigeno allo stato naturale (O<sub>2</sub>)</b> è 32. Dalla definizione di mole, si ha che una <b>mole</b> è uguale a: <b>g/P.M.</b> e, da ciò, che una mole di O<sub>2</sub> pesa 32g. Infine, si ricorda che <b>22,414 litri</b> è il volume occupato, a condizioni standard, da <b>una mole di un gas qualunque</b> e non da una molecola.</p>
14	Medicina 1999	C	<p>Negli <b>ossiacidi inorganici</b>, gli atomi di idrogeno sono legati covalentemente all'ossigeno visto che tra questi due elementi intercorre una differenza di elettronegatività pari a 1,4 in favore dell'ossigeno. Una tale differenza, però, non è sufficiente a giustificare legami di tipo ionico (differenza di elettronegatività da 1,7 in su). Si ricorda, inoltre, che il legame a ponte idrogeno è di tipo intermolecolare, cioè, lo si riscontra tra due molecole e non all'interno di una singola. Infine, l'atomo centrale di un ossiacido è sempre un non-metallo, dato che questi composti <b>si formano dalla reazione tra un'anidride e l'acqua</b> e che l'<b>anidride è, a sua volta, formata da un non-metallo che reagisce con l'ossigeno.</b></p>
15	Medicina 1999	B	<p><b>CH<sub>4</sub></b> è la formula grezza di un alcano gassoso detto <b>metano</b>. Una mole di un gas qualunque, a <b>condizioni standard (1 atmosfera e 25°C)</b> occupa 22,414 litri. Pertanto, in un volume di 11,2 litri si trova mezza mole di metano, ovvero 8 grammi, dato che una mole dello stesso pesa 16 grammi (somma dei pesi atomici degli elementi che lo compongono espressa in grammi).</p>
16	Medicina 1999	D	<p>Un <b>catalizzatore</b> è una sostanza capace di <b>rendere più veloce una reazione chimica</b> che, però, sia <b>già</b> possibile di suo. L'azione di un catalizzatore si esplica <b>abbassando l'energia di attivazione della reazione</b> stessa e, nell'adempiere alla sua funzione, questo, non viene consumato.</p>
17	Medicina 2002	D	<p>L'esempio riportato nel quesito è un'applicazione della <b>legge di Proust</b>. Il chimico francese formulò la seguente <b>legge delle proporzioni definite</b>: quando due elementi reagiscono per dare luogo ad un composto, reagiscono secondo rapporti definiti e costanti fra le loro masse. La <b>legge di Dalton</b>, invece, è quella delle <b>proporzioni multiple</b>: il rapporto fra le quantità di due elementi per formare composti diversi è espresso da numeri interi e piccoli.</p>
18	Medicina 2002	B	<p>La <b>costante di equilibrio</b> di una reazione è data dal <b>rapporto tra: prodotto delle concentrazioni dei prodotti/prodotto delle concentrazioni dei reagenti, dove, ogni valore di concentrazione, sia dei prodotti che dei reagenti, deve essere elevato al proprio coefficiente stechiometrico.</b> Tutte le concentrazioni, utilizzate nel calcolo della costante di equilibrio, sono indicate secondo la molarità (unità di misura chimica delle concentrazioni delle soluzioni). Tuttavia, la molarità è uguale a: moli soluto/1 litro di soluzione. Pertanto, la costante di equilibrio è un valore <b>adimensionale</b>, se il numero di particelle di reagenti è uguale a quello dei prodotti (le unità di misura si annullano), mentre, se ciò non avviene, la costante di equilibrio utilizza, come unità di misura, le <b>moli/litro</b>.</p>
19	Medicina 2001	C	<p>L'<b>ozono (O<sub>3</sub>)</b> è una forma <b>allotropica</b> dell'elemento <b>ossigeno</b>. Forma allotropica dell'ossigeno significa forma alternativa in cui si può trovare l'ossigeno, che normalmente in natura è O<sub>2</sub>. Un altro esempio di <b>forme allotropiche</b> di un elemento sono il <b>carbonio</b> della <b>grafite</b> e del <b>diamante</b>, sostanze, queste, formate solo da atomi di C, ma con una disposizione geometrica delle molecole e caratteristiche nettamente diverse.</p>
20	Medicina 2001	D	<p>L'unica affermazione che non si può dedurre è quella della risposta, dato che si è parlato della reazione di formazione dell'ammoniaca come una reazione all'equilibrio di cui si è considerata la variazione solo a causa della pressione, mantenendo la temperatura costante. In una <b>reazione all'equilibrio</b>, l'aumento di pressione favorisce la reazione che porta alla formazione del minor numero di moli, e viceversa. L'aumento della temperatura, invece, favorisce la reazione endotermica ,cioè, quella che ha bisogno di energia per avvenire.</p>
21	Odontoiatria 2001	D	<p>Una mole di un elemento pesa, in grammi, tanto quanto è il suo peso atomico. L'azoto (N) ha un peso atomico di 14 e quindi una mole di N<sub>2</sub> pesa in grammi tanto quanto è il peso atomico di 2 atomi di N, cioè 28.</p>
22	Veterinaria 1997	B	<p><b>CH<sub>4</sub></b> è la formula grezza di un alcano gassoso detto metano. <b>Una mole di un gas qualunque, a condizioni standard, (1 atmosfera e 25°C) occupa 22,4 litri.</b> Pertanto, in un volume di 11,2 litri si trova mezza mole di metano, ovvero 8 grammi, dato che una mole dello stesso pesa 16 grammi (somma dei pesi atomici degli elementi, che lo compongono, espressa in grammi).</p>
23	Veterinaria 1997	E	<p>Seguendo le regole dettate dal testo, che poi sono quelle della <b>nomenclatura razionale, (che</b></p>

			divide i composti in <b>binari e ternari</b> a seconda se formati da due o tre elementi) bisogna cercare un composto in cui vi siano quattro atomi di ossigeno e due di azoto ed un altro composto in cui si trovino cinque atomi di cloro ed uno solo di fosforo (simbolo: P).
24	Veterinaria 1998	D	Il <b>nanometro</b> è uguale a un <b>miliardesimo di metro</b> . Il prefisso " <b>nano</b> ", quindi, vuol fare intendere che, di quella misura, se ne sta considerando un miliardesimo di parte ( $10^{-9}$ ). Il <b>micro</b> , invece, costituisce un <b>millesimo di una misura</b> ( $10^{-6}$ ). Così una nmole (nano-mole) è uguale $1 \cdot 10^{-9}$ moli e quindi, applicando una semplice operazione matematica, a $10^{-3}$ micromoli, ovvero $10^{-3} \cdot 10^{-6}$ moli, cioè $10^{-9}$ moli, ossia una nmole.
25	Veterinaria 2000	C	Secondo la <b>nomenclatura razionale</b> , il composto, preso in considerazione, si chiama <b>triossido di alluminio</b> . Infatti, questo tipo di nomenclatura divide i composti in <b>binari e ternari</b> , cioè <b>composti formati da due o tre elementi</b> . Se il composto è binario, come in questo caso, si dice il nome dell'elemento più elettronegativo con l'aggiunta del suffisso " <b>uro</b> " e di un prefisso che ne indichi la quantità, quindi, dopo la parola "di", si dice la quantità (con un prefisso) e il nome dell'elemento meno elettronegativo. Nel caso in cui l'elemento più elettronegativo fosse l'ossigeno, questo viene indicato, semplicemente, con il nome "ossido", preceduto da un prefisso che ne indichi la quantità di atomi.
26	Veterinaria 2000	E	Una <b>mole</b> di un soluto è uguale a: <b>g soluto/P.M.</b> (peso molecolare del soluto). Così, applicando la formula inversa, si ha che: $g = \text{moli} \cdot \text{P.M.}$ . In questo caso, si ha: $g = 0,05 \cdot 98 = 4,9$ . Pertanto, 0,05 moli di acido fosforico pesano 4,9 grammi.
27	Medicina 2004	B	I <b>grammoequivalenti</b> , ovvero gli <b>equivalenti soluto</b> , sono uguali a: <b>gr soluto/Peso equivalente (P.E.)</b> . Il P. E. è poi uguale a: <b>P.M./H<sup>+</sup></b> (se si tratta di un soluto <b>acido</b> ); <b>P.M./OH<sup>-</sup></b> (se si tratta di un soluto <b>basico</b> ); <b>P.M./ cariche positive</b> (se si tratta di un <b>sale</b> ). Sostituendo, in un'unica frazione, agli equivalenti soluto, gr soluto/P.E. e a P.E., P.M./OH <sup>-</sup> , ovvero P.M./3, visto che in questo caso <b>Al(OH)<sub>3</sub></b> è l'idrossido di alluminio, ed è <b>una base</b> , si ottiene che gli equivalenti soluto sono uguali a: (gr soluto /P.M.) $\cdot$ 3, ovvero, moli soluto $\cdot$ 3 e quindi a 3, dato che, in questo caso, si ha una sola mole d'idrossido di alluminio. In definitiva, si ha che <b>equivalenti soluto = moli <math>\cdot</math> n° cariche</b> , così come, rapportando gli equivalenti soluto, così trasformati, sul volume della soluzione: <b>N = M <math>\cdot</math> n° di cariche</b> (dove questo n° di cariche indica il n° di H <sup>+</sup> oppure OH <sup>-</sup> oppure cariche positive a seconda del soluto in questione, come riportato sopra).
28	Veterinaria 2004	D	La <b>nomenclatura dei composti inorganici</b> può essere di <b>due tipi: razionale o tradizionale</b> . Quella <b>razionale</b> segue le regole riportate dal testo del quesito. Più precisamente questa nomenclatura divide i composti in <b>binari e ternari</b> , mentre quella <b>tradizionale</b> divide gli stessi in composti con caratteristiche metalliche ed altri con caratteristiche non-metalliche. La nomenclatura razionale dei composti binari indica, sempre, il nome del <b>secondo elemento</b> con l'aggiunta di <b>uro</b> , seguito dalla congiunzione " <b>di</b> ", e dal nome del <b>primo elemento</b> . E' sempre l'ultimo elemento a prendere il suffisso uro. Infatti, tale suffisso deve essere attribuito all'elemento con valenza negativa (ovvero quello più elettronegativo) che, per regola, viene scritto sempre dopo l'elemento con valenza positiva. Inoltre, si ricorda che se il secondo elemento è l'ossigeno, anzichè dire ossigeno con l'aggiunta di uro, si usa semplicemente il termine <b>ossido</b> . In ogni caso, la quantità di entrambi i due elementi deve essere riportata mediate i prefissi specificati nel brano. Così, i due composti di cui si vuole conoscere il nome sono: <b>esaossido di tetrafosforo</b> (quattro atomi di fosforo seguiti da sei di ossigeno); <b>pentaossido di di azoto</b> (due atomi di azoto seguiti da cinque di ossigeno).
29	Medicina 2005	A	Le prime leggi della chimica risalgono alla fine del 700 e formalizzano alcuni comportamenti regolari che si iniziano a scoprire nei rapporti di combinazione tra le sostanze che reagiscono. Le regolarità osservate nel comportamento della materia durante le reazioni vennero espresse attraverso una serie di leggi quantitative che costituiscono i presupposti alla formulazione della stessa teoria atomica. Legge della conservazione della massa di Lavoisier (1789). <b>"In una reazione chimica, la somma dei pesi dei reagenti è sempre uguale alla somma dei pesi dei prodotti di reazione"</b> . Essa afferma che <b>la materia non si crea e non si distrugge</b> . Tale legge, che oggi sembra ovvia, non lo era affatto al tempo in cui venne formulata. La combustione, ad esempio, in cui materiali come il legno o la carta, perdono apparentemente peso durante il processo sembrava confermare la tesi opposta. Gli stessi fenomeni di fusione dei metalli in cui si producevano scorie, dette allora calci, più pesanti dei metalli stessi ponevano grossi problemi interpretativi. Lavoisier riuscì a fare definitivamente chiarezza su questi e molti altri problemi. Pesando accuratamente reagenti e prodotti di reazione, Lavoisier dimostrò che le calci (oggi si chiamerebbero ossidi) derivate dalla fusione dei metalli all'aria, pesano di più dei metalli di partenza perché sono combinazioni del metallo con l'ossigeno atmosferico. Per ciò che riguarda la comprensione della natura e della struttura della materia i risultati ottenuti da Lavoisier rappresentano un notevole passo in avanti, suggerendo la possibilità che durante le reazioni chimiche le sostanze non 'spariscano', ma semplicemente si combinino in vario modo per dare sostanze aventi diverse proprietà, ma massa complessivamente uguale.

		<p>Lavoisier riuscì in definitiva a dimostrare che il peso dei corpi semplici (elementi) può ritrovarsi inalterato nelle loro combinazioni in corpi composti. E, viceversa, che i corpi composti possono spezzarsi in elementi più semplici aventi complessivamente lo stesso peso.</p> <p>Legge delle proporzioni definite e costanti (Proust 1799)</p> <p><u>"In un determinato composto chimico gli elementi che lo formano stanno tra loro in proporzioni di peso definite e costanti".</u></p> <p>Ad esempio per ottenere acqua dobbiamo sempre far reagire Idrogeno ed Ossigeno nelle proporzioni di 1 g contro 8 g. Qualsiasi eccesso di uno dei due elementi rispetto a tale rapporto, non reagisce per dare acqua e rimane inalterato alla fine della reazione.</p> <p>Anche la legge di Proust (1754-1826) suggeriva fortemente, come quella di Lavoisier, la possibilità che ogni elemento chimico fosse costituito da particelle aventi una massa caratteristica, in grado di unirsi tra loro solo in proporzioni fisse.</p> <p>Legge delle proporzioni multiple (Dalton 1803)</p> <p><u>Quando due elementi si combinano tra loro per dare più di un composto, le quantità in peso di uno che si combinano con una quantità fissa dell'altro stanno tra loro in rapporti esprimibili mediante numeri interi, in genere piccoli.</u></p> <p>Dalton intuì che solo immaginando la materia formata da particelle microscopiche, indivisibili, indistruttibili e non creabili (quindi stabili), si potevano spiegare i rapporti di combinazione degli elementi chimici nel dare i composti. La teoria atomica venne enunciata ufficialmente da Dalton solo nel 1808. Naturalmente essa aveva bisogno di altre conferme sperimentali. Soprattutto, implicando che ogni elemento fosse formato da atomi aventi una massa caratteristica, richiedeva che fossero calcolati i pesi dei diversi atomi.</p> <p>Legge dei rapporti volumetrici gassosi definiti e costanti (Gay Lussac 1808).</p> <p><u>I volumi delle specie chimiche gassose che partecipano ad una reazione stanno tra loro sempre in rapporto numerico semplice.</u></p> <p>Ad esempio nelle seguenti reazioni:  1 litro di Ossigeno + 2 litri di Idrogeno = 2 litri di vapor d'acqua</p>
30	Medicina 2005	D <p>Nel 1854, nominato professore di chimica alla facoltà di scienze di Lilla, <b>Pasteur</b> iniziò a occuparsi di fermentazione, stimolato dalle richieste dei produttori di bevande alcoliche della regione. Gli scienziati dell'epoca ritenevano che la fermentazione alcolica fosse un fenomeno esclusivamente chimico; Pasteur riuscì invece a dimostrare il ruolo essenziale svolto dai microrganismi, e in particolare dal <b>lievito</b>, in questo processo. Scoprì, inoltre, che la riproduzione indesiderata di sostanze quali l'acido lattico o l'acido acetico nelle bevande alcoliche è dovuta alla persistenza di microrganismi di varia natura, tra cui batteri, all'interno di questi prodotti. Grazie a queste scoperte fu possibile elaborare sistemi efficaci di eliminazione dei microrganismi dannosi, che rappresentavano un grave problema economico per l'industria vinicola e birraria. L'estensione di queste ricerche ai problemi di conservazione del latte lo portarono a ideare il processo, oggi conosciuto con il nome di pastorizzazione, che consente di uccidere i microrganismi dannosi eventualmente presenti nel latte, portando il liquido a 60-70 °C per breve tempo prima dell'imbottigliamento. I <b>lieviti</b> sono un gruppo di <b>funghi unicellulari</b>. Alcune specie di lieviti sono comunemente usate per lievitare il pane e far fermentare le bevande alcoliche. La maggior parte dei lieviti appartengono al gruppo degli <b>Ascomiceti</b>. Un piccolo numero di lieviti, come la <b>Candida albicans</b> possono causare infezioni nell'uomo. Sono state catalogate più di mille specie di lieviti. Il lievito più comunemente usato è <b>Saccharomyces cerevisiae</b>, che è stato "addomesticato" migliaia di anni fa per la produzione di vino, pane e birra. Mentre alcuni lieviti utilizzano esclusivamente la respirazione aerobica, altri, in assenza di ossigeno, possono passare ad un processo di respirazione anaerobica chiamato fermentazione. I lieviti fermentanti producono energia convertendo gli zuccheri in anidride carbonica e etanolo. Nella fermentazione delle bevande è utile la produzione dell'etanolo, mentre nella lievitazione del pane l'anidride carbonica gonfia la pasta e l'alcool (etanolo) evapora. Un esempio con un substrato di glucosio:</p> $C_6H_{12}O_6 \text{ (glucosio)} \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$
31	Veterinaria 2005	C <p>L'acqua ossigenata o perossido d'idrogeno è un perossido e pertanto un composto diverso dall'acqua (ha un numero diverso di atomi e un tipo diverso di legami rispetto all'acqua).</p> <p>I perossidi sono composti in cui è presente il gruppo perossido (- O - O -) unito ad elementi più elettropositivi. Nei perossidi ciascun atomo di ossigeno presenta nox -1.</p> <p>Il loro nome è formato dalla parola "<b>perossido</b>" seguito dal nome dell'elemento legato.</p> <p>Ad esempio: Perossido di idrogeno H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, perossido di bario BaO<sub>2</sub>. L'<b>Allotropia</b> (dal greco <i>allos</i>, altro, e <i>tropos</i>, modo), è una denominazione applicata da Jons Jacob Berzelius alla proprietà di esistere in diverse modificazioni, presentata da alcune sostanze. Le diverse forme sono note come <i>allotropi</i>. Alcuni esempi classici di elementi che hanno forme allotropiche sono il fosforo (nelle forme "rosso", "bianco", "purpureo", etc.), l'ossigeno (O<sub>2</sub> e l'ozono O<sub>3</sub>) ed il carbonio (nelle forme grafite, diamante, fullerene ed altri allotropi del carbonio). L'allotropia si riferisce specificamente alla struttura del legame chimico esistente fra atomi dello stesso tipo e non deve essere confusa con l'esistenza di differenti stati fisici, come per l'acqua che</p>

			<p>può esistere come gas (vapore), un liquido (acqua), oppure solido (ghiaccio). Queste fasi dell'acqua non sono forme allotropiche poiché sono prodotte da cambiamenti dei legami fisici esistenti fra le diverse molecole dell'acqua piuttosto che da modificazioni del legame chimico delle molecole stesse. Ciascun allotropo di un elemento può esistere nelle diverse fasi solida, liquida o gassosa. Comunemente, l'allotropia si riferisce ad elementi puri allo stato solido.</p>
32	Medicina 2006	A	<p>Legge della conservazione della massa di Lavoisier (1789)          "In una reazione chimica, la somma dei pesi dei reagenti è sempre uguale alla somma dei pesi dei prodotti di reazione".          Essa afferma che la materia non si crea e non si distrugge. Tale legge, che oggi sembra ovvia, non lo era affatto al tempo in cui venne formulata.          La combustione, ad esempio, in cui materiali come il legno o la carta, perdono apparentemente peso durante il processo sembrava confermare la tesi opposta. Gli stessi fenomeni di fusione dei metalli in cui si producevano scorie, dette allora calci, più pesanti dei metalli stessi ponevano grossi problemi interpretativi.          Lavoisier riuscì a fare definitivamente chiarezza su questi e molti altri problemi.          Pesando accuratamente reagenti e prodotti di reazione, Lavoisier dimostrò che le calci (oggi si chiamerebbero ossidi) derivate dalla fusione dei metalli all'aria, pesano di più dei metalli di partenza perché sono combinazioni del metallo con l'ossigeno atmosferico.          Per ciò che riguarda la comprensione della natura e della struttura della materia i risultati ottenuti da Lavoisier rappresentano un notevole passo in avanti, suggerendo la possibilità che durante le reazioni chimiche le sostanze non 'spariscano', ma semplicemente si combinino in vario modo per dare sostanze aventi diverse proprietà, ma massa complessivamente uguale.          Lavoisier riuscì in definitiva a dimostrare che il peso dei corpi semplici (elementi) può ritrovarsi inalterato nelle loro combinazioni in corpi composti. E, viceversa, che i corpi composti possono spezzarsi in elementi più semplici aventi complessivamente lo stesso peso.</p>
33	Medicina 2006	B	<p>L'acido solforico è un energico disidratante, perché con l'acqua reagisce formando vari idrati. In tale reazione si sviluppa una notevole quantità di calore di idratazione e per questo motivo l'acido solforico è assai caustico.</p>
34	Medicina 2007	A	<p>In chimica l'<i>unità di misura della quantità di sostanza</i> è la <b>mole</b>.          La <b>mole</b> rappresenta una quantità di sostanza espressa in grammi pari al suo peso molecolare.          Così una mole di acqua pesa 18 g (cioè quanto il suo peso molecolare).          La densità è definita come la massa di una sostanza divisa per il suo volume (<math>d = m/v</math>); sapendo che quella dell'acqua è pari a <math>d = 1 \text{ g/ml}</math>, 1L di acqua (1000 ml) pesa 1000g.          Pertanto sapendo che <math>n = g/PM</math> le moli di acqua contenute in un litro (che pesa 1000g) sono:  <math>n = 1000/18 = 55,5</math> moli</p>
35	Veterinaria 2007	C	<p>La <b>molecola</b> rappresenta il <i>più piccolo insieme di atomi di un individuo chimico di cui ne mantiene inalterate le proprietà chimiche, ma non quelle fisiche</i>.</p>
36	Odontoiatria 2007 (CZ)	E	<p>La mole di una sostanza rappresenta la quantità della stessa sostanza, espressa in grammi, pari al suo peso molecolare. Sapendo che il peso molecolare dell'acido acetico è pari a 60 u.m.a., 0,05 moli dello stesso corrispondono a 3g:  <math>n = g/PM</math>  <math>g = n \times PM</math>  <math>g = 0,05 \times 60 = 3</math></p>
37	Odontoiatria 2007 (CZ)	A	<p>La mole di una sostanza rappresenta la quantità della stessa sostanza, espressa in grammi, pari al suo peso molecolare e contiene un numero di molecole pari al Numero di Avogadro cioè <math>6,022 \cdot 10^{23}</math>.</p>
38	Odontoiatria 2008	A	<p>La Legge di Lavoisier dice che: "In una reazione chimica la somma delle masse delle sostanze reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti di reazione".</p>
39	Veterinaria 2008	B	<p>L'ammoniaca <math>NH_3</math> non è un elemento (sostanza costituita da atomi tutti uguali), bensì un composto in quanto costituito da atomi diversi (azoto e idrogeno).</p>
40	Veterinaria 2008	C	<p>I miscugli (miscele) sono costituiti da mescolanze di sostanze presenti in quantità variabili, mentre i composti sono costituiti da elementi combinati in proporzioni fisse e costanti (Legge di Proust o delle proporzioni definite e costanti).</p>
41	Odontoiatria 2009	D	<p>Il peso molecolare (PM) può essere calcolato dalla somma dei pesi atomici (PA) di tutti gli atomi costituenti la molecola.          Nel caso dell'acqua <math>H_2O</math> si ha che:  <math>PM = PA(H) + PA(O)</math>  <math>PM = 1 \times 2 + 16 = 18 \text{ u.m.a.}</math>          Nel caso dell'ossigeno <math>O_2</math> si ha che:  <math>PM = PA(O) \times 2</math>  <math>PM = 16 \times 2 = 32 \text{ u.m.a.}</math>          Nel caso dell'azoto <math>N_2</math> si ha che:</p>

$$PM = PA(N) \times 2$$

$$PM = 14 \times 2 = 28 \text{ u.m.a.}$$

Nel caso del monossido di azoto NO si ha che:

$$PM = PA(N) + PA(O)$$

$$PM = 14 + 16 = 30 \text{ u.m.a.}$$

Nel caso dell'anidride carbonica CO<sub>2</sub> si ha che:

$$PM = PA(C) + PA(O)$$

$$PM = 12 + 16 \times 2 = 44 \text{ u.m.a.}$$

Quindi la sostanza che ha il peso molecolare più basso è l'acqua.