

## Capítulo

# 12

## UNIDADES QUÍMICA DE MASA

### AMADEO AVOGADRO (1776 - 1856)



Físico italiano, nacido en Turín el 9 de agosto 1776. Su padre, perteneciente a la carrera jurídica, le hizo seguir los mismos estudios llegando a licenciarse en leyes en 1792 y obtener el grado de doctor cinco años más tarde, ejerciendo esta carrera durante algún tiempo. En 1800 se aficionó a las Matemáticas y a la física especializándose en estas materias hasta el punto de ser nombrado profesor de Física en el Real Colegio de Vercelli y, posteriormente, de Física-matemática en el de Turín. Esta cátedra fue suprimida por los hechos revolucionarios acaecidos en 1822. Reincorporado a la misma en 1834, continuó en ella hasta su jubilación. Falleció en Turín el 9 de julio de 1856.

De una gran inteligencia, sus escritos no fueron aceptados inmediatamente, por lo que fue muy poco conocido en su país y aún menos en el extranjero, a pesar de que en 1811 publicó en el «Journal de Physique» de París un trabajo titulado *Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons*.

### MASA ATÓMICA PROMEDIO

Es la masa relativa, promedio y ponderada (m.A.) asignada a los átomos de un elemento químico, comparada con la doceava parte de la masa del isótopo carbono-12, a quien se denomina unidad de masa atómica (**uma**). La masa atómica promedio determina cuántas veces es la masa promedio de los átomos de cada elemento respecto de la **uma**. Por ejemplo, La masa atómica promedio del oxígeno es 16 uma, entonces, significa que la masa promedio de los átomos de oxígeno resulta ser 16 veces la **uma**.

La denominación de «peso atómico», referida en algunos textos, estrictamente es inadecuada puesto que se refiere a masas. No obstante; su uso está difundido.

Según el SI, la abreviatura de la unidad de masa atómica es «**u**». No obstante, usaremos la notación «**uma**» por estar más difundida.

La masa atómica promedio se determina experimentalmente como la media ponderada de todos los isótopos naturales no radiactivos. Por ejemplo, el magnesio en la naturaleza consta de tres isótopos naturales no radiactivos.

y la masa atómica promedio es:

m.A. (Mg) =

m.A. (Mg) = 24,30 uma

### Mol:

Es la cantidad de sustancia que contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  unidades estructurales (átomos, moléculas, u otras partículas).

$$1 \text{ mol} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ unidades} = \text{No unidades}$$

No → número (nº) de avogadro

### Ejemplo:

1 mol (átomos) =  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos.

1 mol (moléculas) =  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas.

1 mol (electrones) =  $6,023 \cdot 10^{23}$  electrones.

### Mol de átomo (at-g)

Es el peso en gramos de un mol de átomos ( $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos) de un elemento. Este peso es exactamente igual al peso atómico expresado en gramos.

Ejemplos:

- Para el Sodio: P.A. = 23uma

1 at-g de Sodio  
 → pesa 23g  
 → contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de Sodio

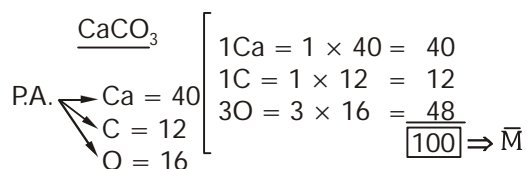
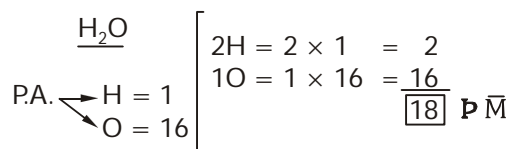
- Para el Oxígeno: P.A. = 16uma

1 at-g de Oxígeno  
 → pesa 16g  
 → contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de Oxígeno

**Masa molar (M)**

Se determina sumando los pesos atómicos de los elementos teniendo en cuenta el número de átomos de cada uno en la molécula.

Ejemplos:



**Mol de moléculas (mol-g)**

Es el peso en gramos de un mol de moléculas ( $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas), de una sustancia química. Este peso es exactamente igual al peso molecular expresado en gramos.

Ejemplos:

- Para el agua:  $\text{H}_2\text{O} = 18\text{uma}$

1 mol-g de  $\text{H}_2\text{O}$   
 → pesa 18g  
 → contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

- Para el  $\text{O}_2$ : = 32uma

1 mol-g de  $\text{O}_2$   
 → pesa 32g  
 → contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{O}_2$

## PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Determinar el peso atómico a partir de los siguientes datos:

Isótopos	$^{51}\text{E}$	$^{53}\text{E}$
Abundancia	60%	40%

- a) 50,8      b) 51      c) 51,8  
d) 52,3      e) 58,1
02. Cierta elemento presenta dos isótopos  $^{40}\text{E}$ ,  $^{39}\text{E}$ . Si por cada 5 átomos ligeros existen 3 átomos pesados, determinar el peso atómico.
- a) 39,4      b) 39,5      c) 39,6  
d) 39,8      e) 39,9
03. Un elemento presenta dos isótopos cuyos números de masa son 33 y 35. Si el peso atómico es 33,8; hallar la abundancia del isótopo pesado.
- a) 30%      b) 40%      c) 50%  
d) 60%      e) 70%
04. ¿Cuánto pesan 3 at-g de Sodio?  
P.A. (Na = 23)
- a) 69g      b) 32      c) 23  
d) 46      e) 96.
05. ¿Cuántos átomos hay en 120g de Magnesio?  
P.A. (Mg = 24)
- a) 10      b) 5      c)  $5 \cdot 10^{23}$   
d)  $30 \cdot 10^{23}$       e)  $18 \cdot 10^{23}$
06. ¿Cuántos at-g hay en 160g de Calcio?  
P.A. (Ca = 40)
- a) 0,25      b) 4      c) 16  
d) 2      e) 0,4
07. ¿Cuánto pesan  $3 \cdot 10^{23}$  átomos de Litio?  
P.A. (Li = 7)
- a) 2,5g      b) 5      c) 10  
d) 1,25      e) 3,5
08. ¿Cuántos átomos hay en 10g de Neón:  $^{20}_{10}\text{Ne}$ ?
- a)  $6 \cdot 10^{23}$       b)  $3 \cdot 10^{23}$       c) 0,5  
d) 42      e) N.A.
09. ¿Cuánto pesa un átomo de  $^{32}_{16}\text{S}$ ?
- a)  $0,19 \cdot 10^{-22} \text{ g}$       b)  $3 \cdot 10^{23}$   
c)  $0,16 \cdot 10^{-23}$       d)  $5,3 \cdot 10^{-23}$   
e) N.A.

10. Calcular el peso molecular de un alcaloide (compuesto químico) presente en la planta de la marihuana. ( $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$ )  
P.A. (C = 12, O = 16)
- a) 310      b) 311      c) 312  
d) 313      e) 314
11. ¿Cuántas moles hay en 90g de Agua?  
( $\bar{M} = 18$ )
- a) 15      b) 8      c) 5  
d) 10      e) 20
12. ¿Cuál es el número de moléculas que hay en 8 gramos de Metano ( $\text{CH}_4$ )?  
P.A. (C = 12, H = 1)
- a) 0,5      b) 2      c)  $6 \cdot 10^{23}$   
d)  $3 \cdot 10^{23}$       e)  $1,5 \cdot 10^{23}$
13. Hallar la masa existente en 0,5 mol-g de Anhídrido Carbónico. ( $\text{CO}_2$ )  
P.A. (C = 12, O = 16)
- a) 88g      b) 44      c) 22  
d) 11      e) 98
14. ¿Cuántas moléculas hay en 600g de  $\text{CaCO}_3$ ?  
( $\bar{M} = 100$ )
- a) 6      b) 10      c) 12  
d)  $36 \cdot 10^{23}$       e)  $6 \cdot 10^{23}$
15. Calcular cuántas moléculas existen en 684g de azúcar blanca ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).  
P.A. (C = 12, H = 1, O = 16)  
No = n° de avogadro.
- a) 2No      b) 3No      c) 5No  
d) 6No      e) No
16. ¿Cuántos gramos pesa una molécula de Oxígeno ( $\text{O}_2$ )?  
P.A. (O = 16)
- a) 16      b)  $1,9 \cdot 10^{-24}$       c)  $16 \cdot 10^{-23}$   
d)  $9,6 \cdot 10^{-23}$       e)  $5,3 \cdot 10^{-23}$
17. ¿Cuántos átomos existen en 400g de  $\text{CaCO}_3$ ?  
P.A. (Ca = 40, C = 12, O = 16)
- a)  $1,2 \cdot 10^{21}$       b)  $1,2 \cdot 10^{22}$   
c)  $1,2 \cdot 10^{23}$       d)  $1,2 \cdot 10^{25}$   
e)  $1,2 \cdot 10^{24}$

18. ¿Cuántos neutrones existen en 115g de Sodio:  $^{23}_{11}\text{Na}$  ?

- a) 12No      b) 60No      c) 30No  
d) 5No      e) 6No

19. Si un átomo de un elemento pesa:  $1,2 \cdot 10^{-22}\text{g}$ . Calcular el peso atómico correspondiente.

- a) 52      b) 720      c) 80  
d) 72      e) 7,2

20. Determine la fórmula de un hidrocarburo acetilénico ( $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ), si se ha comprobado que el peso de una molécula de dicho hidrocarburo es  $2,291 \cdot 10^{-22}\text{g}$ .  
P.A. (C = 12, H = 1)

- a)  $\text{C}_8\text{H}_{18}$       b)  $\text{C}_8\text{H}_{14}$       c)  $\text{C}_{10}\text{H}_{18}$   
d)  $\text{C}_7\text{H}_{12}$       e)  $\text{C}_9\text{H}_{16}$

21. El peso molecular del compuesto  $\text{Fe}_y(\text{SO}_4)_x$  es 400. Sabiendo que el peso molecular de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es 160, hallar la masa de una molécula de  $\text{PbO}_y$ .  
P.A. (Fe = 56, S = 32, Pb = 207)

- a)  $42 \cdot 10^{-23}\text{g}$       b)  $6 \cdot 10^{-23}$   
c)  $27,3 \cdot 10^{-23}$       d)  $39,8 \cdot 10^{-23}$   
e)  $3 \cdot 10^{-23}$

22. En un platillo de una balanza se coloca 7 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . ¿Cuántas moles de óxido de Calcio ( $\text{CaO}$ ) se deben colocar en otro platillo para equilibrar ambos platillos?  
P.A. (Ca = 40, O = 16)

- a) 20      b) 21      c) 24  
d) 17      e) 12

23. Una muestra de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  contiene  $3 \cdot 10^{24}$  átomos de Oxígeno. ¿Cuánto pesa la muestra?  
P.A. (Fe = 56)

- a) 120g      b) 214      c) 178  
d) 500      e) N.A.

24. Supóngase que en una reacción necesitamos  $3 \cdot 10^{21}$  iones de Ba y queremos tomarlas de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ . ¿Qué masa de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  se necesita?  
P.A. (Ba = 137; N = 14; O = 16)

- a) 0,68 g      b) 0,32      c) 1,30  
d) 2,60      e) 1,15

25. Por análisis de una muestra  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  nos proporciona 1,2 mol de oxígeno. ¿Cuántas moles de hierro están presentes en la muestra?

- a) 0,2 mol      b) 0,4      c) 0,6  
d) 1,0      e) 0,8

\* Señalar verdadero o falso:

26. 0,02 mol  $\text{H}_2\text{S}$  < > 1,204.1023 moléculas de  $\text{H}_2\text{S}$ .  
( )

27. 1,12 L de  $\text{SO}_3(\text{g})$  a CN < > 4 g  $\text{SO}_3$ .  
Dato: m.A. [S=32]  
( )

28. 0,01 mol  $\text{O}_2$  < > 1,2046.1022 átomos O.  
( )

29. 1 mol de átomos Na < > 1 at-g Na.  
( )

30. Un átomo de plomo tiene una masa equivalente a (207/No) gramos. m.A [Pb=207]  
( )

31. Si un átomo de cobalto tiene una masa de  $9,796 \cdot 10^{-23}$  gramos; entonces, su masa atómica es 59.  
( )

32. 5,6 L de oxígeno gaseoso,  $\text{O}_2$ , contiene 6,023.1023 átomos de Oxígeno.  
( )

33. 40 gramos de  $\text{SO}_3$  contiene 1,5 No moléculas de  $\text{O}_2$ .  
Dato: m.A [S=32]  
( )

34. 2,4092.1023 moléculas de  $\text{N}_2\text{O}_4$  están potencialmente contenidos en 4,48 L de  $\text{O}_2$  gaseoso en condiciones normales.  
( )

35. 34,4 gramos de  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  contiene 0,4 moles de agua. Dato: m.A. [Ca=40, S=32]  
( )

**OPCIÓN MÚLTIPLE.** Elija la respuesta correcta para cada una de las siguientes proposiciones:

36. Si el peso fórmula de  $\text{FeXO}_4$  es 232. Hallar el peso fórmula de  $\text{N}_2\text{OX}$ .  
Dato: m.A. [Fe = 56, N = 14].

- a) 28      b) 46      c) 76  
d) 92      e) 112

37. Si el peso fórmula del  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{XH}_2\text{O}$  es 322. Determinar el peso fórmula del  $\text{P}_4\text{OX}$ . Dato: m.A. [Na=23, S=32, P=31].

- a) 184      b) 284      c) 267  
d) 304      e) 144

38. El compuesto  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{XH}_2\text{O}$  tiene una masa molar de 246 g/mol. Determinar cuál es la masa molar de  $\text{Cl}_2\text{OX}$ .  
Dato: m.A. [Mg=24, S=32, Cl=35,5]

- a) 183 g/mol      b) 171      c) 119  
d) 87      e) 176

39. Se tiene 32 gramos de óxido férrico,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Determinar, cuántas moles de hierro están presentes en dicha cantidad de sustancia. Dato: m.A. [Fe=56].
- a) 0,1 mol    b) 0,2    c) 0,3  
d) 0,4    e) 0,6
40. Se tiene 112 litros de trióxido de azufre gaseoso,  $\text{SO}_3$ , a condiciones normales. Determinar ¿cuántas moléculas de  $\text{SO}_3$  están presentes en dicha cantidad de sustancia. Dato: No=número de Avogadro, m.A. [S=32]
- a) 2 No    b) 3 No    c) 4 No  
d) 5 No    e) 1,4 No
41. Un átomo de plomo tiene una masa de  $3,437 \cdot 10^{-22}$  gramos. Determinar la masa atómica promedio del plomo.
- a) 203    b) 207    c) 191  
d) 210    e) 200,2
42. La molécula de menor masa molar es:  
Dato: m.A. (C=12; Cl=35,5; O=16)
- a) Dióxido de Carbono.  
b) Cloro gaseoso.  
c) Monóxido de Carbono.  
d) Oxígeno molecular.  
e) Ozono.
43. ¿Cuántos átomos de cobre están contenidos en 2 g de cobre puro?  
m.A. (Cu=63,5); No =  $6,02 \cdot 10^{23}$
- a)  $1,9 \cdot 10^{22}$     b)  $2,1 \cdot 10^{22}$     c)  $3,5 \cdot 10^{23}$   
d)  $5,5 \cdot 10^{23}$     e)  $7,9 \cdot 10^{23}$
44. Si la masa molar del óxido férrico es 160 g/mol. ¿cuál será la masa de 0,5 milimoles de dicho óxido?  
m.A. (Fe = 56).
- a) 8 g    b) 80    c) 0.8  
d) 16    e) 0.08
45. El átomo de un elemento desconocido tiene una masa de  $1,08 \cdot 10^{-22}$ g. Entre las alternativas determinar, cuál es el elemento implicado. Dato: m.A. [Co=59; Ni=58,7; Zn=65; Al=27; Ag=108]
- a) Co    b) Ni    c) Zn  
d) Al    e) Ag
46. Si un átomo de oro tiene una masa de  $3,27 \cdot 10^{-22}$  g. Determine cuál es la masa de 1,2 moles de átomos de oro.
- a) 197    b) 207    c) 236,4  
d) 167,1    e) 106,5
47. Si una molécula de una sustancia X tiene una masa de  $1,66 \cdot 10^{-22}$  g, determine cuál será la masa de 1,2 No moléculas de la sustancia X. Dato: No = número de Avogadro.
- a) 100 g    b) 120    c) 140  
d) 112    e) 60
48. Calcular la abundancia relativa en porcentaje del isótopo () si se sabe que la masa atómica del cobre es 63,55 uma y que está constituido por los isótopos  $^{63}\text{Cu}$  y  $^{65}\text{Cu}$  cuyas masas isotópicas son 62,93 uma y 64,93 uma respectivamente.
- a) 29%    b) 31%    c) 47%  
d) 63%    e) 69%
49. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancias contiene mayor masa?  
m.A. (N=14; O=16; H=1; Fe=56; Na = 23)
- a)  $1,204 \cdot 10^{23}$  átomos de Na  
b) 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_5$   
c) 112 L  $\text{H}_2(\text{g})$   
d) 2 No moléculas  $\text{N}_2$   
e) 5 at-g de Fe
50. El oro es un metal que fue empleado por los antiguos artesanos para elaborar preciados objetos cuyo brillo perdura con el paso de los tiempos, es decir, no se oxida fácilmente. Si un anillo contiene 0,25 g de oro. ¿Cuántos átomos de oro existen en el anillo?  
m.A.: (Au=197)
- a) 196.07    b)  $1,53 \cdot 10^{21}$     c)  $6,023 \cdot 10^{23}$   
d)  $7,64 \cdot 10^{20}$     e)  $1,506 \cdot 10^{23}$
51. ¿Cuántos gramos de calcio existen en el  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ; si se tiene una muestra de esta sal que contiene 20 g. de nitrógeno?  
m.A.: (Ca=40; N=14; O=16).
- a) 28.6 g    b) 14.3    c) 7.2  
d) 5.2    e) 4.3
52. De los 10,8 Kg. de hueso que en promedio tiene el esqueleto de una persona adulta, el 50% corresponde a la masa del fosfato de calcio:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . ¿Cuál es el número de átomos de calcio contenidos en el esqueleto? Dato: m.A. (Ca =40; P =31)
- a) 52,26    b) 52,26 No    c) 16,6No  
d) 21,6No    e) 5,4
53. Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para el apareamiento. Una feromona tiene la fórmula molecular  $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$ . Normalmente, la cantidad de estas feromonas

- secretada por una hembra es aproximadamente  $1,0 \cdot 10^{-12} \text{g}$ .  
¿Cuántas moléculas hay en esta masa de feromonas?  
m.A. (C=2; H=1; O=16).
- a)  $1,66 \cdot 10^{-56}$       b)  $3,54 \cdot 10^{-15}$   
c)  $6,02 \cdot 10^{11}$       d)  $4,68 \cdot 10^{-22}$   
e)  $2,13 \cdot 10^9$
54. La sal de Mohr es una sustancia de múltiple uso en química analítica y tiene por fórmula  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Determinar en cuántas milimoles de sal de Mohr están contenidas  $7,2276 \cdot 10^{21}$  moléculas de agua.  
No =  $6,023 \cdot 10^{23}$
- a) 16      b) 3      c) 2  
d) 12      e) 24
55. ¿Cuántas moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  habrá en 250 mL de una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 95%, cuya densidad es  $1,84 \text{ g/cm}^3$ ?  
m.A. (S=32; O=16; H=1).
- a) 2,5      b) 3,0      c) 5,5  
d) 4,46      e) 1,5
56. Al calentar 0,625 g de sulfato de magnesio polihidratado se desprende toda el agua de hidratación la cual tiene una masa de 0,32 g. ¿Cuál es la fórmula de la sal hidratada?  
m.A. (Mg=24; S=32; O=16; H=1).
- a)  $\text{MgSO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$       b)  $\text{MgSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$   
c)  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$       d)  $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$   
e)  $\text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
57. ¿Qué masa de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  con 20% de impurezas contiene la misma cantidad de azufre que 200 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  con 90% de pureza? m.A. (Al=27; Na=23; S=32)
- a) 190,5 g      b) 170,5 g      c) 181,8g  
d) 180,6 g      e) 191,6g
58. Se tiene 7,64 gramos de tetraborato de sodio polihidratado,  $[\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{XH}_2\text{O}]$ . Al calentarse energicamente a  $110^\circ\text{C}$  durante 3 horas, queda un residuo de 4,04 gramos de la sal anhidra. Hallar el nombre del compuesto inicial.  
Dato: m.A. [Na=23; B=11].
- a) Tetraborato de sodio dihidratado.  
b) Tetraborato de sodio decahidratado.  
c) Tetraborato de sodio pentahidratado.  
d) Tetraborato de sodio trihidratado.  
e) Tetraborato de sodio dodecahidratado.
59. Indique la relación incorrecta:
- a) Una mol de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) se tiene 4 moles de átomos de hidrógeno.  
b) A partir 34 g de  $\text{NH}_3$ , es posible obtener como máximo 28 g de nitrógeno.  
c) En 0,5 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  existen  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrógeno.  
d) Una mol de moléculas de oxígeno gaseoso tiene una masa que es el doble que la de una mol de nitrógeno gaseoso.  
e) Una mol de átomos de carbono tiene una masa 12 g.
60. Señale «V» o «F»:
- \* La masa atómica promedio de un elemento es la masa de un átomo de dicho elemento expresado en gramos.
  - \* Un átomo-gramo de Potasio (K - 39) posee mayor cantidad de átomos que un átomo-gramo de Oxígeno (O - 16).
  - \* Un mol de agua pesa más que un mol de gas hidrógeno ( $\text{H}_2$ ).
- a) VVF      b) FVV      c) VFV  
d) FVF      e) FFV

# Claves

01.	<i>c</i>
02.	<i>a</i>
03.	<i>b</i>
04.	<i>a</i>
05.	<i>d</i>
06.	<i>b</i>
07.	<i>e</i>
08.	<i>b</i>
09.	<i>d</i>
10.	<i>e</i>
11.	<i>c</i>
12.	<i>d</i>
13.	<i>c</i>
14.	<i>d</i>
15.	<i>a</i>
16.	<i>e</i>
17.	<i>d</i>
18.	<i>b</i>
19.	<i>d</i>
20.	<i>c</i>
21.	<i>d</i>
22.	<i>a</i>
23.	<i>c</i>
24.	<i>a</i>
25.	<i>a</i>
26.	<i>F</i>
27.	<i>V</i>
28.	<i>V</i>
29.	<i>V</i>
30.	<i>V</i>

31.	<i>V</i>
32.	<i>F</i>
33.	<i>F</i>
34.	<i>F</i>
35.	<i>V</i>
36.	<i>c</i>
37.	<i>b</i>
38.	<i>a</i>
39.	<i>d</i>
40.	<i>d</i>
41.	<i>b</i>
42.	<i>c</i>
43.	<i>a</i>
44.	<i>e</i>
45.	<i>c</i>
46.	<i>c</i>
47.	<i>b</i>
48.	<i>e</i>
49.	<i>d</i>
50.	<i>d</i>
51.	<i>a</i>
52.	<i>b</i>
53.	<i>e</i>
54.	<i>c</i>
55.	<i>d</i>
56.	<i>c</i>
57.	<i>d</i>
58.	<i>b</i>
59.	<i>d</i>
60.	<i>e</i>