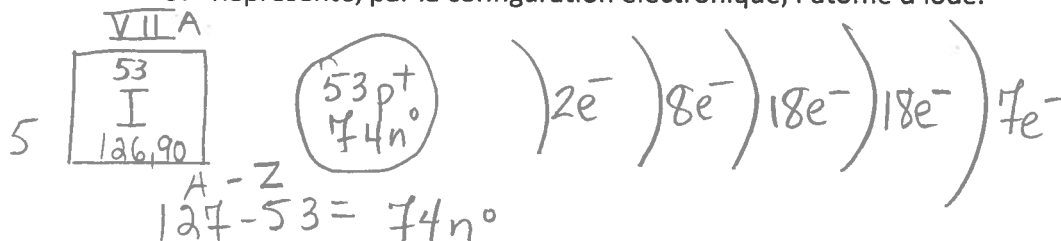
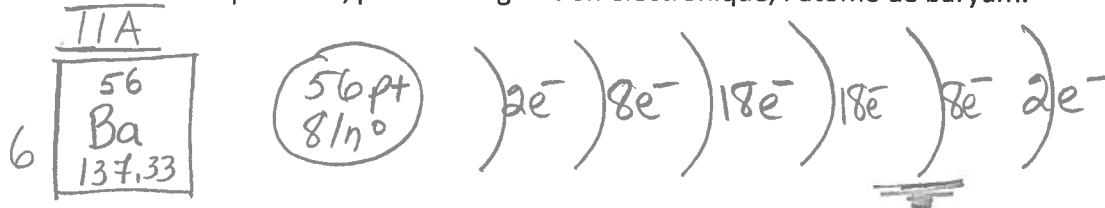


EXERCICES RAPPEL

1. Vrai ou faux, lors d'une réaction chimique l'atome de baryum a tendance à gagner des électrons ? Faux
2. Vrai ou faux, lors de la formation de la molécule de trioxyde de dialuminium, chaque atome d'aluminium a perdu 3 électrons ? Vrai
3. Quel est le nom du radical (groupe d'atomes) SO_4 ? Sulfate
4. Quel est le nom du radical (groupe d'atomes) OH ? hydroxyde
5. L'atome de calcium a tendance à former quel ion ? Ca^{2+}
6. L'atome de soufre a tendance à former quel ion ? S^{2-}
7. Vrai ou faux, un atome de potassium peut se lier chimiquement à un atome de magnésium ? Faux
8. Vrai ou faux, un atome d'hélium peut se lier chimiquement à un atome de fluor ? Faux
9. Représente, par la configuration électronique, l'atome d'iode.



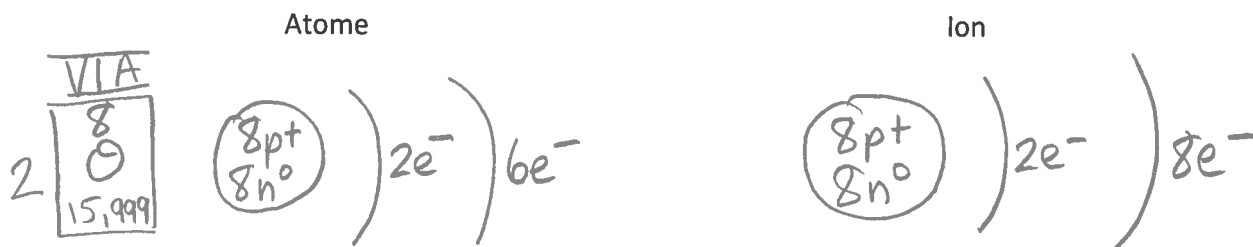
10. Représente, par la configuration électronique, l'atome de baryum.



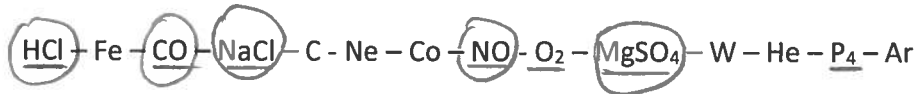
11. Représente, par la configuration électronique, l'atome d'hélium.



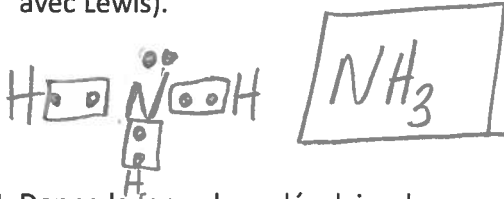
12. À l'aide de la configuration électronique illustre l'atome d'oxygène et l'ion oxygène.



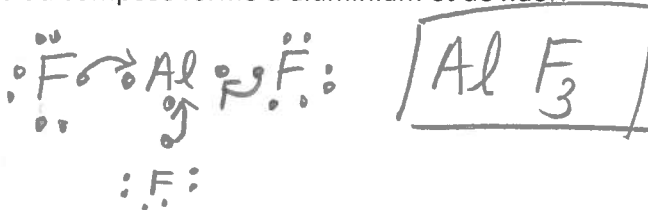
13. Quel est le nom de la molécule KNO_3 ? Nitrate de potassium
 14. Quel est le nom de la molécule $\text{Mg}(\text{OH})_2$? dihydroxyde de magnésium
 15. Quel est le nom de la molécule N_2S_3 ? trisulfure de diazote
 16. Quel est le nom de la molécule SO_3 ? trioxyde de soufre
 17. Quel est le nom de la molécule H_2SO_4 ? Sulfate de dihydrogène
 18. Quel est le nom de la molécule HCl ? Chlorure d'hydrogène
 19. Quel est le nom de la molécule BN ? Nitrure de Bore
 20. Quelle est la formule moléculaire du pentaoxyde de diphosphore? P_2O_5
 21. Quelle est la formule moléculaire du hexaoxyde de dichlore? Cl_2O_6
 22. Parmi les substances suivantes, souligne les molécules et encercle les composés :



23. Donne la formule moléculaire du composé fait d'azote et d'hydrogène. (Illustre avec Lewis).



24. Donne la formule moléculaire du composé formé d'aluminium et de fluor. (Illustre avec Lewis).



25. Donne la formule moléculaire du composé formé de l'ion carbonate et de l'ion sodium.



26. Un échantillon de NaOH pèse 4,0 g. Combien y a-t-il de mole(s) de molécules ?

$4,0 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol}$

 $\frac{4,0 \times 1}{40 \text{ g}} = \boxed{0,1 \text{ mol}}$

$23 \text{ g} + 16 \text{ g} + 19 \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $\underbrace{\hspace{10em}}_{40 \text{ g}}$

27. Combien y a-t-il de mole (s) de molécules de dichlorure de cuivre (CuCl_2) si un échantillon de cette substance pèse 2,69 g ?

$2,69 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol}$

 $\frac{2,69 \times 1}{134,5} = \boxed{0,02 \text{ mol}}$

$63,5 \text{ g} + (2 \times 35,5) \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $\underbrace{\hspace{10em}}_{134,5}$

Un exemple de calcul

28. Lequel des échantillons suivants renferme le plus grand nombre de molécules ?

① Chlorure de calcium (CaCl_2) : 12,1 g $\rightarrow 6,54 \times 10^{22}$ molécules

L'azote (N_2) : 7 g $\rightarrow 1,5 \times 10^{23}$ molécules

Chlorure de potassium (KCl) : 14,9 g $\rightarrow 1,2 \times 10^{23}$ molécules

① 12,1 g $\rightarrow x$ molécules
 $40g + (2 \times 35,5g) \rightarrow 6 \times 10^{23}$ molécules

$$\frac{12,1 \times (6 \times 10^{23})}{111g} = 6,54 \times 10^{22} \text{ molécules}$$

Rep: N_2

29. Calcule la concentration molaire de la solution suivante. Une solution contenant 0,2 mole de FeCl_3 dans 500 mL de solution.

Volume (L)

0,2 mol \rightarrow 500 mL
 x mol \rightarrow 1000 mL

$$\frac{0,2 \times 1000}{500} = 0,4 \text{ mol/L}$$

Rep: 0,4 mol/L

30. Calcule la concentration molaire de la solution suivante. Une solution contenant 0,12 mole de CaCl_2 dans 200 mL de solution.

Volume (L)

0,12 mol \rightarrow 200 mL
 x mol \rightarrow 1000 mL

$$\frac{0,12 \times 1000}{200} = 0,6 \text{ mol/L}$$

Rep: 0,6 mol/L

31. Combien y a-t-il de mole(s) dans 200 mL d'une solution de NaCl concentrée 2,5 mol/L ?

2,5 mol \rightarrow 1000 mL
 x mol \rightarrow 200 mL

$$\frac{2,5 \times 200}{1000} = 0,5 \text{ mol}$$

32. Une solution de dinitrate de plomb ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) a une concentration de 0,5 mol/L. Quelle quantité (en grammes) est contenue dans 250 mL de cette solution ?

0,5 mol \rightarrow 1000 mL
 x mol \rightarrow 250 mL

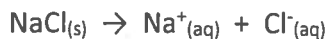
$$\frac{0,5 \times 250}{1000} = 0,125 \text{ mol}$$

0,125 mol \rightarrow x g
 1 mol \rightarrow $207 + (2 \times 14) + (6 \times 16)$

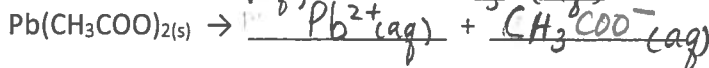
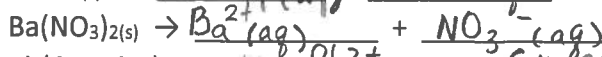
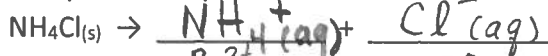
331 g

$$\frac{0,125 \times 331}{1} = 41,375 \text{ g}$$

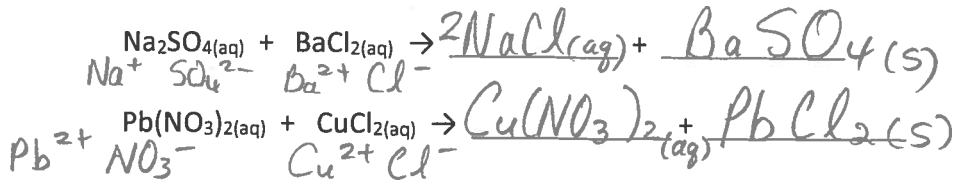
33. Le chlorure de sodium se dissout selon l'équation :



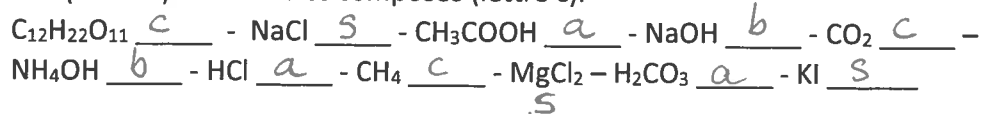
Complète les équations suivantes.



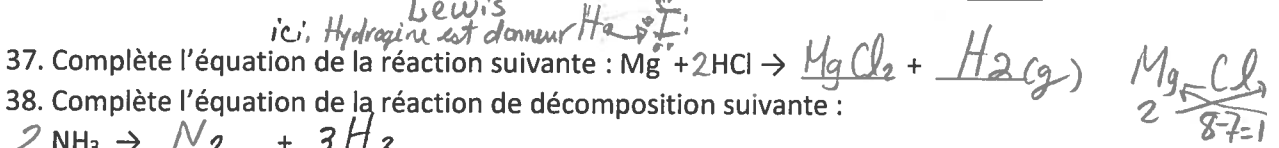
34. Lors du mélange des solutions suivantes, détermine les produits formés (utilise le tableau 4).



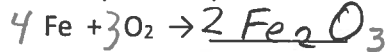
35. Parmi les composés suivants, identifie les acides (lettre a), les bases (lettre b), les sels (lettre s) et les autres composés (lettre c).



36. Complète l'équation de la réaction de synthèse suivante : $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$



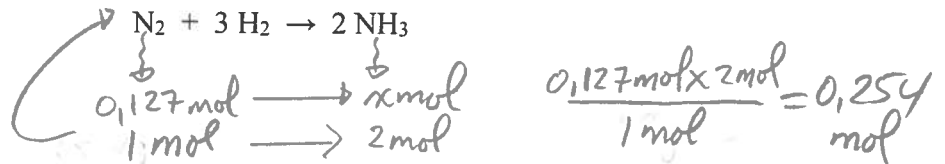
39. Complète l'équation de la réaction d'oxydation du fer (III) :



40. Complète l'équation de la réaction de combustion du méthane :

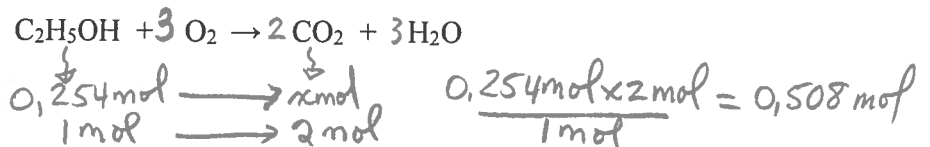


41. L'équation de réaction de synthèse de l'ammoniac étant :



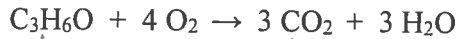
Quel est le nombre de moles d'ammoniac obtenu lorsque 0,127 mole de diazote a réagi avec la quantité de dihydrogène strictement nécessaire ? 0,254 mol

42. L'équation de combustion de l'éthanol est :



Quel est le nombre de moles de dioxyde de carbone formées lorsqu'on fait brûler totalement 0,254 mole d'alcool ? 0,508 mol

43. On considère la combustion de l'acétone :



$$\begin{array}{l} \downarrow \\ x \text{ mol} \longrightarrow 300 \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \longrightarrow (3 \times 12 \text{ g}) + (6 \times 16 \text{ g}) \\ \qquad \qquad \qquad \underbrace{\qquad \qquad \qquad}_{132 \text{ g}} \end{array} \quad \frac{1 \text{ mol} \times 300 \text{ g}}{132 \text{ g}} = 2,27 \text{ mol}$$

Combien de moles d'acétone ont disparu lorsqu'on obtient 300 g de dioxyde de carbone ? 2,27 mol

44. Quelles masses de SO₂ et d'H₂O sont nécessaires à la préparation de 164 g d'H₂SO₃ ? 128g de SO₂ et 36g d'H₂O

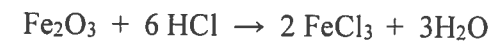
$$\begin{array}{l} \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \\ \downarrow \qquad \qquad \qquad \downarrow \\ x \text{ g} \qquad \qquad \qquad \longrightarrow 164 \text{ g} \\ \underbrace{32 \text{ g} + (2 \times 16 \text{ g})}_{64 \text{ g}} \qquad \longrightarrow \underbrace{(2 \times 19) + 32 \text{ g} + (3 \times 16 \text{ g})}_{82 \text{ g}} \end{array} \quad \frac{64 \text{ g} \times 164 \text{ g}}{82 \text{ g}} = 128 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} x \text{ g} \longrightarrow 164 \text{ g} \\ \underbrace{(2 \times 19) + 16 \text{ g}}_{38 \text{ g}} \longrightarrow 82 \text{ g} \end{array} \quad \frac{18 \text{ g} \times 164 \text{ g}}{82 \text{ g}} = 36 \text{ g}$$

45. Quelle masse de MgCl₂ obtient-on par réaction d'une quantité suffisante d'HCl avec 8,00 g de magnésium pur Mg ? 31,7 g

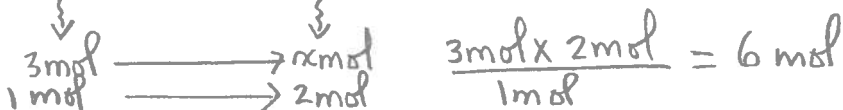
$$\begin{array}{l} \text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \\ \downarrow \qquad \qquad \qquad \downarrow \\ 8 \text{ g} \qquad \qquad \qquad \longrightarrow x \text{ g} \\ 24 \text{ g} \qquad \qquad \longrightarrow \underbrace{24 \text{ g} + (2 \times 35,5 \text{ g})}_{95 \text{ g}} \end{array} \quad \frac{8 \text{ g} \times 95 \text{ g}}{24 \text{ g}} = 31,7 \text{ g}$$

46. Par l'action d'acide chlorhydrique (HCl), il est possible d'enlever la rouille (Fe₂O₃) se formant sur les tôles. Combien de moles de rouille peut-on enlever avec une solution contenant 3,60 g d'HCl ? 0,0164 mol



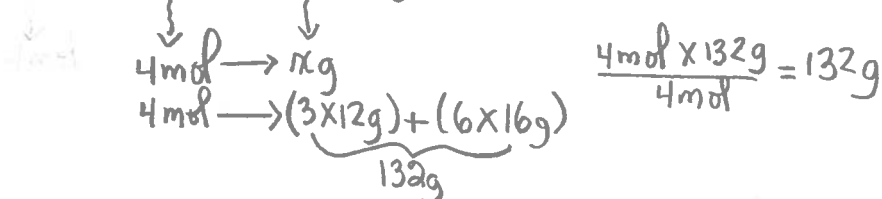
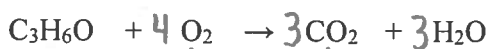
$$\begin{array}{l} \downarrow \qquad \qquad \qquad \downarrow \\ x \text{ mol} \longrightarrow 3,60 \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \longrightarrow \underbrace{(6 \times 19) + (6 \times 35,5 \text{ g})}_{219 \text{ g}} \end{array} \quad \frac{1 \text{ mol} \times 3,60 \text{ g}}{219 \text{ g}} = 0,0164 \text{ mol}$$

47. L'équation de combustion de l'éthanol est :



On fait réagir 3 moles d'éthanol. Quel est le nombre de moles de dioxyde de carbone, CO_2 , formées en fin de réaction ? 6 mol

48. On considère la combustion de l'acétone :



On fait brûler de l'acétone dans 4 moles de dioxygène. Quelle masse de dioxyde de carbone obtient-on ? 132 g

49. Isole la variable demandée (Voir tableau 2).

a) De la formule 1, isole M_1

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} ; \frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}} ; v_1 \sqrt{M_1} = v_2 \sqrt{M_2} ; \sqrt{M_1} = \frac{v_2 \sqrt{M_2}}{v_1} ; (\sqrt{M_1})^2 = \left(\frac{v_2 \sqrt{M_2}}{v_1}\right)^2$$

b) De la formule 1, isole Vitesse₁

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} ; v_1 \sqrt{M_1} = v_2 \sqrt{M_2} ;$$

$$v_1 = \frac{v_2 \sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

$$M_1 = \frac{v_2^2 M_2}{v_1^2}$$

c) De la formule 2, isole R

$$PV = nRT ; \frac{PV}{nT} = R$$

d) De la formule 2, isole V

$$PV = nRT ; V = \frac{nRT}{P}$$

e) De la formule 3, isole V_1

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} ; P_1 V_1 n_2 T_2 = n_1 T_1 P_2 V_2 ; V_1 = \frac{n_1 T_1 P_2 V_2}{P_1 n_2 T_2}$$

f) De la formule 3, isole P_2

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}; P_1 V_1 n_2 T_2 = n_1 T_1 P_2 V_2; \boxed{\frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 V_2} = P_2}$$

g) De la formule 3, isole T_1

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}; P_1 V_1 n_2 T_2 = n_1 T_1 P_2 V_2; \boxed{\frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 P_2 V_2} = T_1}$$

h) De la formule 3, isole n_2

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}; P_1 V_1 n_2 T_2 = n_1 T_1 P_2 V_2; \boxed{n_2 = \frac{n_1 T_1 P_2 V_2}{P_1 V_1 T_2}}$$

i) De la formule 5, isole ΔT

$$Q = mc\Delta T; \boxed{\frac{Q}{mc} = \Delta T}$$

50. Fais le traitement des unités.

a) À partir de la formule 1, si Vitesse₁ est en (m/s) et que M_1 et M_2 sont en (g/mol), quelle est l'unité de Vitesse₂?

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}; \frac{V_1 \sqrt{M_1}}{\sqrt{M_2}} = V_2; \frac{\frac{m}{s} \times \sqrt{g/mol}}{\sqrt{g/mol}} \leftarrow V_2; \boxed{\frac{m}{s} \leftarrow V_2}$$

b) À partir de la formule 2, si P est en (kPa), V en (L), n en (mol) et T en (K), quelle est l'unité de R?

$$PV = nRT; \frac{PV}{nT} = R; \boxed{\frac{kPa \times L}{mol \times K} \leftarrow R}$$

c) À partir de la formule 2, si P est en (mmHg), n en (mol), R en ((mmHg x L)/(mol x K)) et T en (K), quelle est l'unité de V?

$$PV = nRT; V = \frac{nRT}{P}; V \rightarrow \frac{mol \times mmHg \times L \times K}{mmHg \times mol \times K}; \boxed{V \rightarrow L}$$

d) À partir de la formule 3, si P_1 et P_2 sont en (kPa), V_1 et V_2 sont en (L), n_1 et n_2 sont en (mol) et T_2 en (K), quelle est l'unité de T_1 ?

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}; T_1 = \frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 P_2 V_2}; T_1 \rightarrow \frac{kPa \times L \times mol \times K}{mol \times kPa \times L}; \boxed{T_1 \rightarrow K}$$

e) À partir de la formule 5, si Q est en (J), c en (J/(g x °C)) et ΔT en (°C), quelle est l'unité de m?

$$Q = mc\Delta T; \frac{Q}{c\Delta T} = m; \frac{J}{\frac{J}{g \times ^\circ C} \times ^\circ C} \leftarrow m; \boxed{g \leftarrow m}$$

$$\frac{1}{g} \leftarrow m$$