Loi de la conservation de la matière et les réactions chimiques

1. Si on a utilisé 36 g d'eau, quelle masse de SO_2 est nécessaire à la préparation de 164 g d'H_2SO_3 ? 128 g Quelle est la substance acide dans cette réaction ? H_2SO_3

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$
$$m_{SO_2} + 36g = 164g$$
$$m_{SO_2} = 164g - 36g$$
$$m_{SO_2} = 128g$$

2. Quelle est la formule générale de la neutralisation ?
Acide + base ⟶ Sel + eau

3. Un volume d'acide chlorhydrique ($HCl_{(aq)}$) réagit avec un même volume d'hydroxyde de sodium ($NaOH_{(aq)}$). Ces deux solutions ont une concentration de 0,1 mol/L. Après la réaction, quel sera le pH ? pH = 7 (neutre)
Quels seront les produits formés ? Sel (NaCl) et eau (H_2O)

4. Vrai ou faux, lors d'une neutralisation les ions hydroxyde se combine aux ions hydrogène pour former de l'eau. $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$ Vrai

5. Vrai ou faux, lors d'une réaction de neutralisation la quantité d'ions hydroxyde est inférieure à la quantité d'ions hydrogène. Faux $[OH^-] = [H^+]$

6. Si 10 mL d'acide chlorhydrique ($HCl_{(aq)}$) de concentration 0,05 mol/L neutralise 25 mL d'hydroxyde de sodium ($NaOH_{(aq)}$), quelle est la concentration molaire de l'hydroxyde de sodium ? $[NaOH] = 0,02$ mol/L

$[HCl] = 0,05$ mol/L
$V_{HCl} = 10$ mL
$[NaOH] = ?$
$V_{NaOH} = 25$ mL

Nombre de mol de HCl neutralisé
0,05 mol ⟶ 1000 mL
x mol ⟶ 10 mL
$\frac{0,05 \times 10}{1000} = 0,0005$ mol

Donc NaOH a neutralisé 0,0005 mol de HCl avec 0,0005 mol.
0,0005 mol ⟶ 25 mL
x mol ⟶ 1000 mL
$\frac{0,0005 \times 1000}{25} =$ 0,02 mol

7. Un volume de 20 mL d'acide chlorhydrique ($HCl_{(aq)}$) de concentration 0,1 mol/L neutralise un certain volume d'hydroxyde de sodium ($NaOH_{(aq)}$) ayant une concentration molaire de 0,05 mol/L. Quel est le volume d'hydroxyde de sodium neutralisé ? $V_{NaOH} = 40$ mL

$V_{HCl} = 20$ mL
$[HCl] = 0,1$ mol/L
$V_{NaOH} = ?$
$[NaOH] = 0,05$ mol/L

nombre de mol de HCl
0,1 mol ⟶ 1000 mL
x mol ⟶ 20 mL
$\frac{0,1 \times 20}{1000} = 0,002$ mol

nombre de mol de NaOH neutralisé
0,05 mol ⟶ 1000 mL
0,002 mol ⟶ x mL
$\frac{0,002 \times 1000}{0,05} = 40$ mL

8. Complète les réactions de neutralisation et équilibre les équations.

$H_2SO_{4\,(aq)} + 2\,KOH_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + K_2SO_{4\,(aq)}$

$H^+ + SO_4^{2-} + K^+ + OH^-$

$CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCH_3COO_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

$H^+ + CH_3COO^- + Na^+ + OH^-$

$Fe(OH)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow FeSO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

$Fe^{2+} + OH^- + H^+ + SO_4^{2-}$

9. Quel sel sera formé lors de la neutralisation du bromure d'hydrogène par l'hydroxyde de potassium ? $HBr_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + KBr_{(aq)}$ bromure de potassium

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

$$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

a) Équilibre l'équation.

b) Vérifie si la loi de la conservation de la matière est respectée en calculant la masse des réactifs et celles des produits.

$(2 \times 12g) + (6 \times 1g) + (7 \times 16g) = (2 \times 12g) + (6 \times 1g) + (7 \times 16g)$

$142g = 142g$

c) Pourquoi cette réaction est une combustion ?

Du côté des réactifs → comburant → O_2 ; Combustion d'un alcool

Produits → dioxyde de carbone et eau.

11. On considère la combustion de l'acétone :

$$C_3H_6O + 4\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$$

$m_{C_3H_6O} + 32g = 33g + 13,5g$

$m_{C_3H_6O} = 14,5g$

a) Combien de grammes d'acétone ont été utilisés si 32 g de dioxygène a réagi et si 33 g de dioxyde de carbone et 13,5 g d'eau ont été formés ? 14,5 g

b) Quel est le comburant de cette réaction ? O_2 (l'oxygène)

c) Quel est le combustible ? C_3H_6O (acétone)

12. Pour créer une combustion, trois éléments sont nécessaires : un combustible, un comburant et une source de chaleur. Ces trois éléments constituent le triangle du feu, très connu des pompiers, car il suffit de supprimer un de ces éléments pour arrêter un feu.

a) Qu'est-ce qu'un combustible ?
La substance qui brûle.

b) Qu'est-ce qu'un comburant ?
La substance qui maintient la combustion.

c) Quel élément du triangle est supprimé lorsque les pompiers :

1. Arrosent un incendie ? Source de chaleur (point d'ignition)
2. Abattent les arbres entourant une parcelle de forêt en feu (on appelle cela un contre-feu) ?
Le combustible.
3. Étouffent des flammes à l'aide de couvertures épaisses ou d'extincteurs à dioxyde de carbone ? Le comburant

d) Pour quelle raison est-il conseillé :

1. De souffler sur les braises d'un barbecue si on veut activer le feu ?
Favoriser la présence de comburant.
2. De fermer les portes et les fenêtres avant d'évacuer la salle de classe en cas d'alerte incendie ?
Supprimer le comburant (oxygène dans l'air)

13. On réalise la combustion du carbone dans le dioxygène.

a) Quel est le combustible ? Carbone (C)

b) Quel est le comburant ? L'oxygène (O_2)

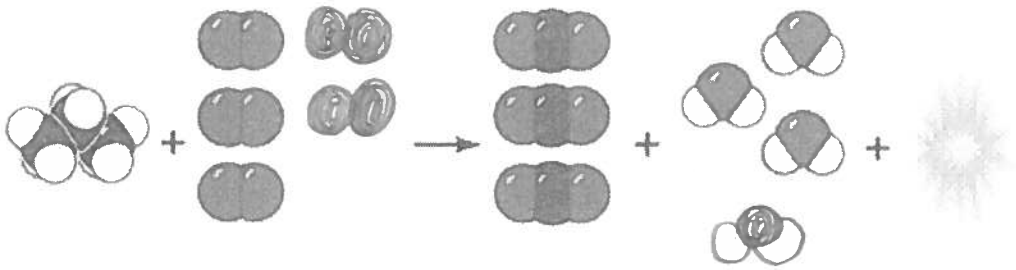
c) Quels sont les réactifs de cette combustion ? Carbone (C) et oxygène (O_2)

14. Vrai ou faux, une réaction de combustion libère une très grande quantité d'énergie ? Vrai

15. Complète la réaction de combustion du propane :

C_3H_8 + $5O_2$ → $3CO_2$ + 4 H_2O + énergie

Complète, avec des particules, la réaction de la combustion du propane.



16. Écris l'équation équilibrée de la réaction de photosynthèse :
$6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} + \text{énergie} \longrightarrow 6O_{2(g)} + C_6H_{12}O_{6(s)}$

17. Au cours du processus de photosynthèse, les feuilles végétales synthétisent du glucose ($C_6H_{12}O_6$) et de l'oxygène (O_2) à partir d'eau (H_2O) et de dioxyde de carbone (CO_2). Si 36 grammes d'eau ont réagi, combien de grammes de CO_2 sont nécessaires à la formation de 540 g de glucose et 64 grammes de dioxygène ?
$m_{CO_2} + 36g = 64g + 540g$; $m_{CO_2} = 568g$

18. Écris l'équation équilibrée de la réaction de respiration :
$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)} \longrightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} + \text{énergie}$

19. Vrai ou faux, une réaction d'oxydation libère une grande quantité d'énergie ?
Faux, une faible quantité.

20. Vrai ou faux, une réaction d'oxydation est une combustion qui s'effectue lentement. Vrai, combustion lente

21. Complète. Les réactions d' oxydation sont généralement lentes, alors que les réactions de combustion sont vives, ce qui libère une grande quantité d'énergie.

22. Pour chacune des réactions, indiquez s'il s'agit d'une réaction d'oxydation ou de combustion.
    a) $2\ C_2H_{6(g)} + 7\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$ Combustion
    b) Un morceau de magnésium qui s'enflamme en émettant une lumière vive. Combustion
    c) $2\ Zn_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ ZnO_{(s)}$ Oxydation
    d) $2\ C_8H_{18(g)} + 25\ O_{2(g)} \rightarrow 16\ CO_{2(g)} + 18\ H_2O_{(g)}$ Combustion
    e) Un morceau de fer ternit lorsqu'il est exposé à l'air. Oxydation
    f) $4\ Cu_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ Cu_2O_{(s)}$ Oxydation
    g) $4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3(s)}$ Oxydation

23. Vrai ou faux, dans une réaction de synthèse, deux réactifs réagissent ensemble pour former un composé. Vrai A+B → AB

24. Vrai ou faux, au cours d'une réaction de synthèse, les produits sont plus complexes que les réactifs. Vrai A+B → AB

25. Complète et équilibre la réaction de synthèse.
$N_{2(g)}$ + 3 $Cl_{2(g)}$ → $2NCl_3$

N ← Cl →
8-5=3 8-7=1

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

N_2 + 3 H_2 → 2 NH_3

$70g + 15g = m_{NH_3}$

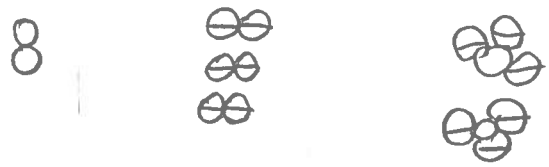
$85g = m_{NH_3}$

a) Si 70 g de diazote a réagi avec 15 g de dihydrogène, quelle sera la masse d'ammoniac formée ? 85 g

b) Représente l'équation chimique à l'aide de particules.

Légende : O : N Θ : H

N_2 + 3 H_2 → 2 NH_3



27. Traduisez sous forme d'équation balancée la synthèse du trichlorure d'azote.
$N_2 + 3Cl_2 \rightarrow 2NCl_3$

28. Vrai ou faux, au cours d'une réaction de décomposition, les réactifs sont moins complexes que les produits. Faux AB → A+B

29. Si on mélange deux solutions qui provoque l'apparition d'un solide, quel nom porte cette réaction chimique ? Réaction de précipitation.

30. À l'aide du tableau de solubilité, complète l'équation suivante.

$Na_2CO_{3(aq)}$ + $CaCl_{2(aq)}$ → $CaCO_{3(s)}$ + $2NaCl_{(aq)}$

$Na^+ + CO_3^{2-}$ + $Ca^{2+} + Cl$

31. On mélange une solution de $(NH_4)_2S_{(aq)}$ avec une solution de $Ni(NO_3)_{2(aq)}$. Est-ce qu'il y aura la formation d'un précipité ? Oui Si oui, donne l'équation balancée de cette réaction. $(NH_4)_2S_{(aq)} + Ni(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow NiS_{(s)} + 2NH_4NO_{3(aq)}$

$NH_4^+ + S^{2-} + Ni^{2+} + NO_3^-$

Quel est le nom de la molécule $(NH_4)_2S$? Sulfure de diammonium

Quel est le nom de la molécule $Ni(NO_3)_2$? dinitrate de nickel

32. Est-ce que l'équation suivante représente une réaction de précipitation ?
Oui Explique Il y a la formation d'une substance solide

$Fe_2(SO_4)_{3(aq)} + 6\ KOH_{(aq)} \rightarrow 3\ K_2SO_{4(aq)} + 2\ Fe(OH)_{3(s)}$

33. Vrai ou faux, une réaction qui dégage de l'énergie est une réaction endothermique Faux, réaction exothermique

34. Vrai ou faux, dans l'équation d'une réaction exothermique, l'énergie est inscrite du côté des réactifs Faux, du côté des produits.

35. Vrai ou faux, la photosynthèse est une réaction endothermique
Vrai, $CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} + \text{énergie} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$

36. Indiquez si les réactions suivantes sont endothermiques ou exothermiques.
a) La combustion du méthane exothermique.
b) La glace qui fond S-l ; endothermique
c) L'électrolyse de l'eau endothermique
d) La neutralisation d'un acide par une base exothermique
e) $2\ Fe_2O_{3(s)} + 832\ kJ \rightarrow 3\ O_{2(g)} + 4\ Fe_{(s)}$ endothermique
f) $2\ CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 566\ kJ$ exothermique

La stœchiométrie

37. Vrai ou faux, pour faire un calcul stœchiométrique, l'équation n'a pas besoin d'être équilibrée Faux

38. Donne la masse molaire des molécules suivantes. Le calcul se fait à l'aide du tableau périodique.
a) H_2S : (2 x 1g) + 32g = 34 g
b) HCl : 1g + 35,5g = 36,5 g
c) $CaCl_2$: 40g + (2 x 35,5) = 111 g
d) $Mg(OH)_2$: 24g + (2 x 16g) + (2 x 1g) = 58 g
e) $Mg_3(PO_4)_2$: (3 x 24g) + (2 x 31g) + (8 x 16g) = 262 g

39. Équilibre les équations suivantes.

a) $Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$
b) $Fe_2O_3 + 6\ HCl \rightarrow 2\ FeCl_3 + 3\ H_2O$
c) $C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
d) $C_3H_6O + 4\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 3\ H_2O$
e) $MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$

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

$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$

0,5 mol ⟶ x mol

1 mol ⟶ 2 mol

$\frac{0,5 \times 2}{1} = 1\,mol$

Quel est le nombre de moles d'ammoniac obtenu lorsque 0,5 mole de diazote a réagi avec la quantité de dihydrogène strictement nécessaire ?

1 mol

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

$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$

0,2 mol ⟶ x mol

1 mol ⟶ 2 mol

$\frac{0,2 \times 2}{1} = 0,4\,mol$

Quel est le nombre de moles de dioxyde de carbone formées lorsqu'on fait brûler totalement 0,2 mole d'alcool ? 0,4 mol

42. On considère la combustion de l'acétone :

$C_3H_6O + 4\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$

x mol ⟶ 300 g

1 mol ⟶ (3×12g)+(6×16g) = 132 g

$\frac{1 \times 300}{132} = 2,27\,mol$

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

43. Quelles masses de SO_3 et d'H_2O sont nécessaires à la préparation de 164 g d'H_2SO_4 ? $m_{SO_3} = 133,88\,g$; $m_{H_2O} = 30,12\,g$

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

x g ⟶ 164 g

32g+(3×16g) = 80 g ⟶ (2×1g)+32g+(4×16g) = 98 g

$\frac{80 \times 164}{98} = 133,88\,g$

x g ⟶ 164 g

(2×1g)+16g = 18 g ⟶ 98 g

$\frac{18 \times 164}{98} = 30,12\,g$

44. Quelle masse de $MgCl_2$ obtient-on par réaction d'une quantité suffisante d'HCl avec 8,00 g de magnésium pur Mg ? 31,67g

$Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

8g ⟶ xg

24g ⟶ 24g + (2 × 35,5g) = 95g

$\frac{8 \times 95}{24} = 31,67g$

45. Par l'action d'acide chlorhydrique (HCl), il est possible d'enlever la rouille (Fe_2O_3) se formant sur les tôles. Combien de moles de rouille peut-on enlever avec une solution contenant 3,60 g d'HCl ? 0,016 mol

$Fe_2O_3 + 6\,HCl \rightarrow 2\,FeCl_3 + 3\,H_2O$

x mol ⟶ 3,60g

1 mol ⟶ (6 × 1g) + (6 × 35,5g) = 219g

$\frac{1 \times 3,60}{219} = 0,016\ mol$

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

$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$

3 mol ⟶ x mol

1 mol ⟶ 2 mol

$\frac{3 \times 2}{1} = 6\ mol$

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.

47. On considère la combustion de l'acétone :

$C_3H_6O + 4\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$

4 mol ⟶ x g

4 mol ⟶ (3 × 12g) + (6 × 16g) = 132g

$\frac{4 \times 132}{4} = 132g$

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

48. On considère l'équation de réaction de la préparation du dichlore à partir du dioxyde de manganèse et du chlorure d'hydrogène :

$$MnO_2 + 4\,HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$$

3 mol ⟶ x mol
1 mol ⟶ 4 mol

$\frac{3 \times 4}{1} = 12$ mol

Si 3 moles de dioxyde de manganèse réagissent, combien de moles de chlorure d'hydrogène avons-nous besoin ? 12 mol

49. L'équation ci-dessous représente l'électrolyse de l'eau. Cette réaction est endothermique ou exothermique ? endothermique.
Si on veut décomposer 2 g d'eau, quelle quantité d'énergie devra-t-on fournir ? 31,78 KJ

$$2\,H_2O_{(l)} + 572\,kJ \rightarrow 2\,H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

2 g ⟶ x KJ
$(4 \times 1g) + (2 \times 16g)$ ⟶ 572 KJ
36 g

$\frac{2 \times 572}{36} = 31,78$ KJ

50. La formation de la rouille libère 832 kJ d'énergie. Quelle sera la quantité d'énergie libérée lors de la formation de 80 g de rouille ? 208 KJ

$$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)} + 832\,kJ$$

80 g ⟶ x KJ
$(4 \times 56g) + (6 \times 16g)$ ⟶ 832 KJ
320 g

$\frac{80 \times 832}{320} = 208$ KJ

51. On fait réagir 100 mL d'une solution d'iodure de sodium (NaI) de 0,5 mol/L avec une quantité suffisante d'une solution de dinitrate de plomb ($Pb(NO_3)_2$). Quelle est la masse du précipité formé ? 11,525 g

$$2NaI_{(aq)} + Pb(NO_3)_{2\,(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2NaNO_{3(aq)}$$

$Na^+ + I^- + Pb^{2+} + NO_3^-$

0,05 mol ⟶ x g
2 mol ⟶ $207g + (2 \times 127g)$
461 g

$\frac{0,05 \times 461}{2} = 11,525$ g

nb mol de NaI
0,5 mol ⟶ 1000 mL
x mol ⟶ 100 mL

$\frac{0,5 \times 100}{1000} = 0,05$ mol