

REACTIONS CHIMIQUES

1. DEFINITION

Phénomène au cours duquel les (ou le) réactifs disparaissent et des (ou le) produits apparaissent. Elle est représentée par une...

2. EQUATION BILAN

Pour l'écrire, on répertorie les formules chimiques des réactifs et des produits.

Dans le membre de gauche on range les réactifs (le) dans un ordre indifférent, et dans le membre de droite on range les produits (le) dans un ordre indifférent.

L'équation squelette obtenue doit être enfin équilibrée :

« rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme »

Antoine-Laurent de Lavoisier.(1743-1794)

a- Conservation des éléments chimiques entre le membre de gauche (réactifs) et le membre de droite (produits), en utilisant des coefficients stœchiométriques, nombre entiers ou fractionnaires.

b- Conservation de la charge électrique entre les deux membres.

c- Il est interdit de modifier les formules chimiques dans l'équation.

L'équation bilan ne fait intervenir que les réactifs qui réagissent effectivement.

L'équation bilan ne donne aucun renseignement sur les conditions expérimentales.

3. EXEMPLES

3A. Combustion du carbone dans le dioxygène de l'air

Air : mélange de 80 % de diazote N_2 et de 20 % de dioxygène O_2 , mais seul le dioxygène figure dans l'équation bilan.

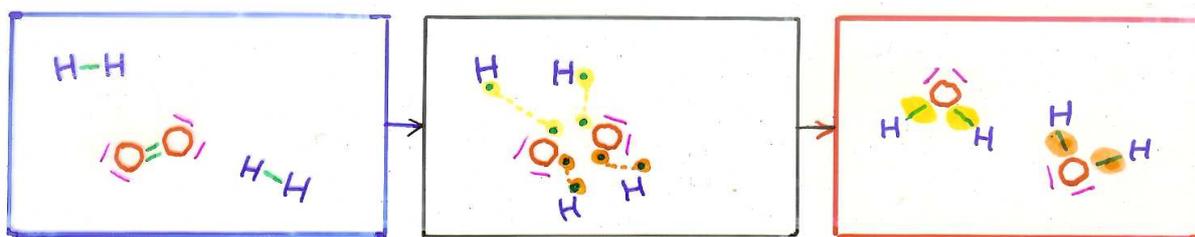
L'eau de chaux se trouble, elle met en évidence la présence de dioxyde de carbone CO_2 , produit de la réaction.

L'aspect thermique (incandescence, émission de lumière...) ne figure pas dans l'équation bilan.



3B. Combustion du dihydrogène dans le dioxygène

On obtient de l'eau.



Etat initial

réactifs

Les chocs entre les molécules H_2 et O_2 sont peu violents. Il ne se passe rien.

Apport d'énergie :
étincelle, flamme...

La vitesse des molécules s'accroît.

Les chocs sont violents. Les liaisons entre les atomes sont détruites.

Les atomes sont libérés...

Etat final

produits

...les atomes H et O se recombinent d'une autre manière, plus stable, pour former de nouvelles molécules.



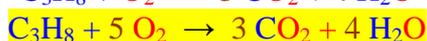
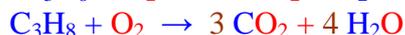
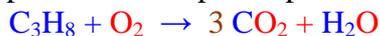
3C. Combustion du propane dans le dioxygène

On obtient du dioxyde de carbone et de l'eau

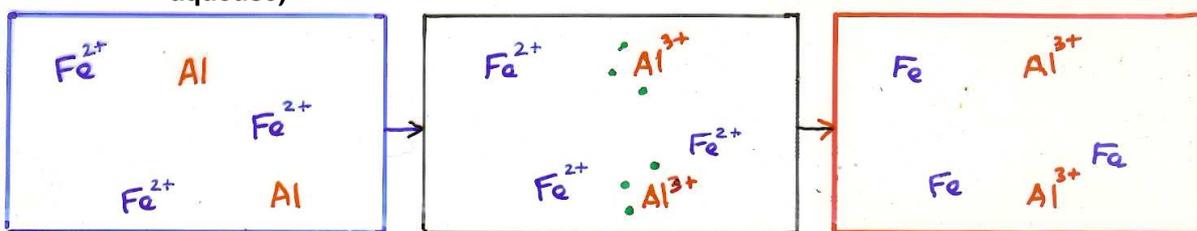
Recenser les éléments chimiques présents: C, H et O.



Pour équilibrer commencer par l'élément chimique (C ou H) intervenant dans le plus petit nombre de composés chimiques, puis continuer petit à petit vers celui qui intervient le plus (O).



3D. Oxydoréduction entre l'élément fer et l'élément aluminium (solution aqueuse)



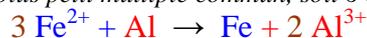
Recenser les éléments chimiques présents: Fe et Al.



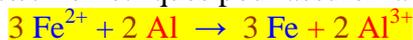
Assurer l'électroneutralité de l'équation bilan : l'ensemble des réactifs possède 2 charges positives, tandis que l'ensemble des produits possède 3 charges positives.

« l'ensemble des réactifs doit posséder la même charge que l'ensemble des produits ».

On prend ici le plus petit multiple commun, soit 6 charges positives



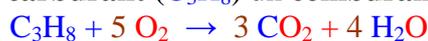
Modifier les coefficients stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments.



4. FAMILLES de REACTION

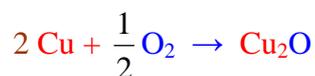
1) Combustion

Elles font intervenir deux réactifs, un carburant (C_3H_8) un comburant (O_2).

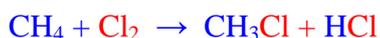
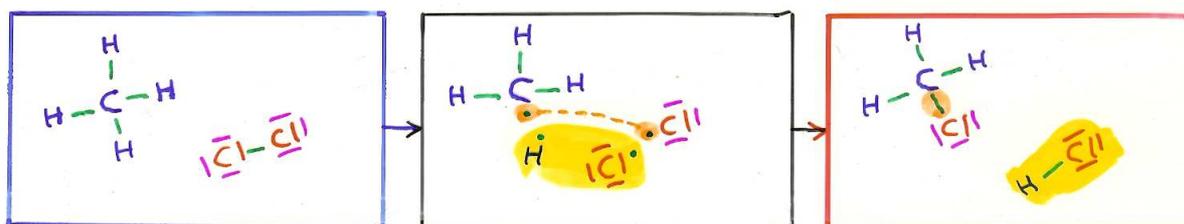


2) Oxydation

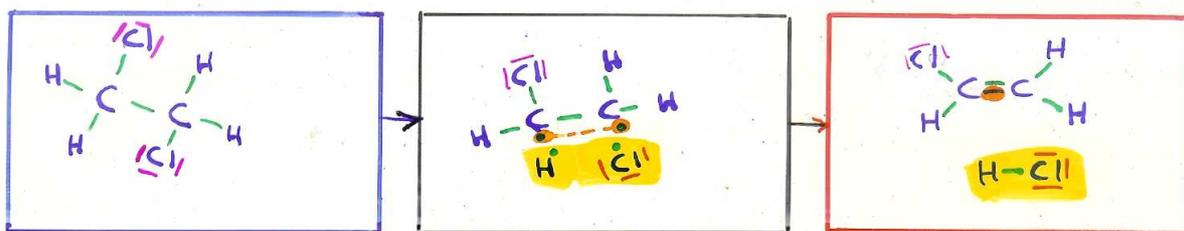
...d'un métal dans l'air.



3) Substitution

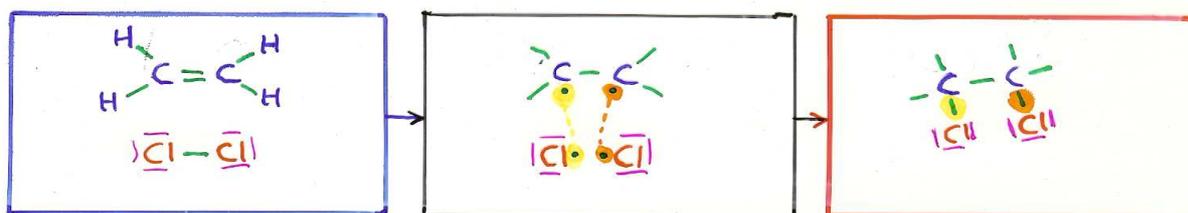


4) Elimination

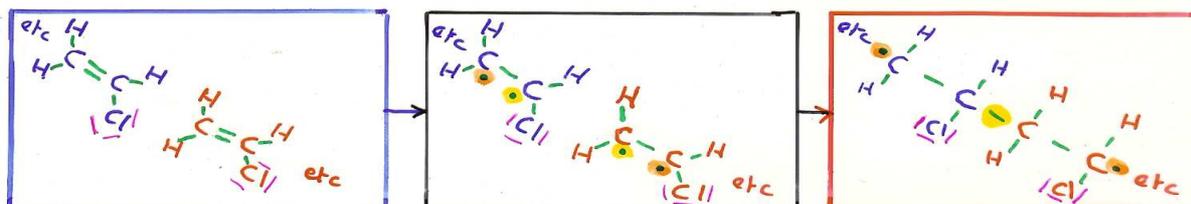


5) Addition

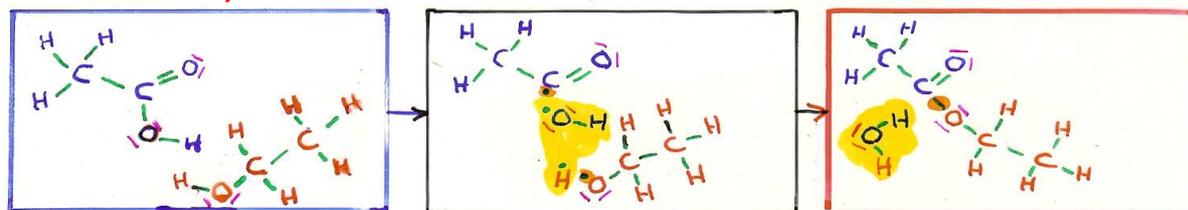
C'est l'inverse d'une élimination.



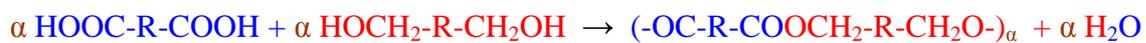
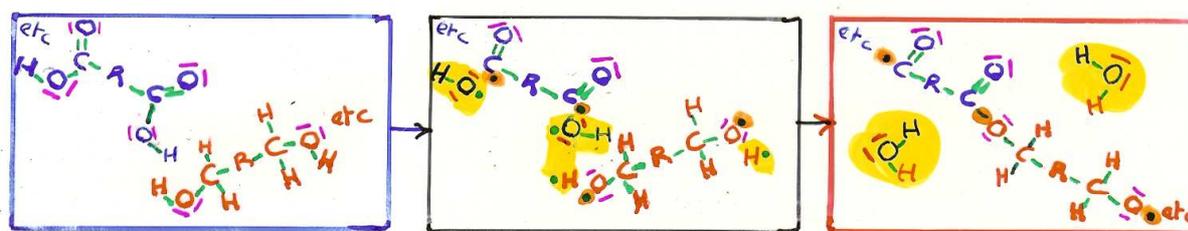
6) Polyaddition



7) Condensation

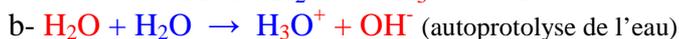
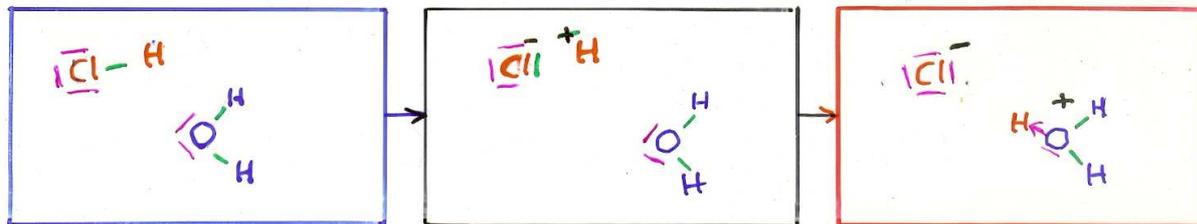


8) Polycondensation



9) Acido-basique

Elles font intervenir deux réactifs, un **acide** et une **base**, avec échange de protons H^+ .

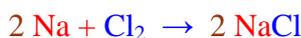
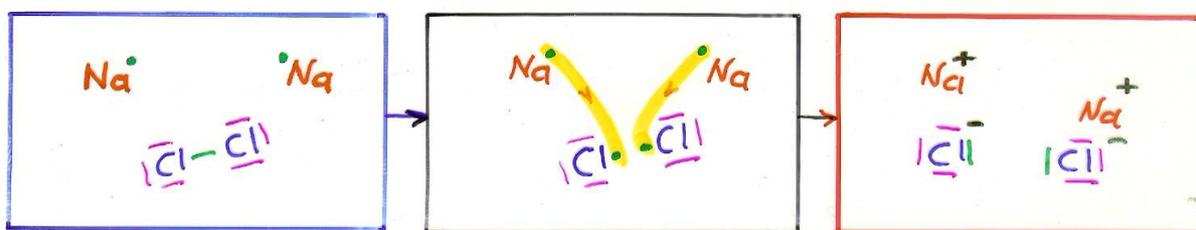


10) Oxydoréduction

Elles font intervenir deux réactifs, un **oxydant** et un **réducteur**, avec échange d'électrons.



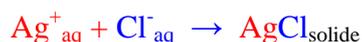
b- combustion du sodium dans le dichlore



11) Précipitation

C'est l'inverse d'une dissolution.

Des anions et des cations en solution aqueuse, s'agglomèrent pour former un solide ionique, appelé **précipité**.



5. BILAN de MATIERE d'une REACTION

5A. Résoudre un problème

5A1 but

Résoudre un problème, consiste à rechercher

- la **masse** m_2 , ou le **volume gazeux** V_{2gaz}
ou la **concentration molaire** C_2 ou le **volume** $V_{2solution}$, **en solution**
d'un produit (ou d'un réactif)

connaissant

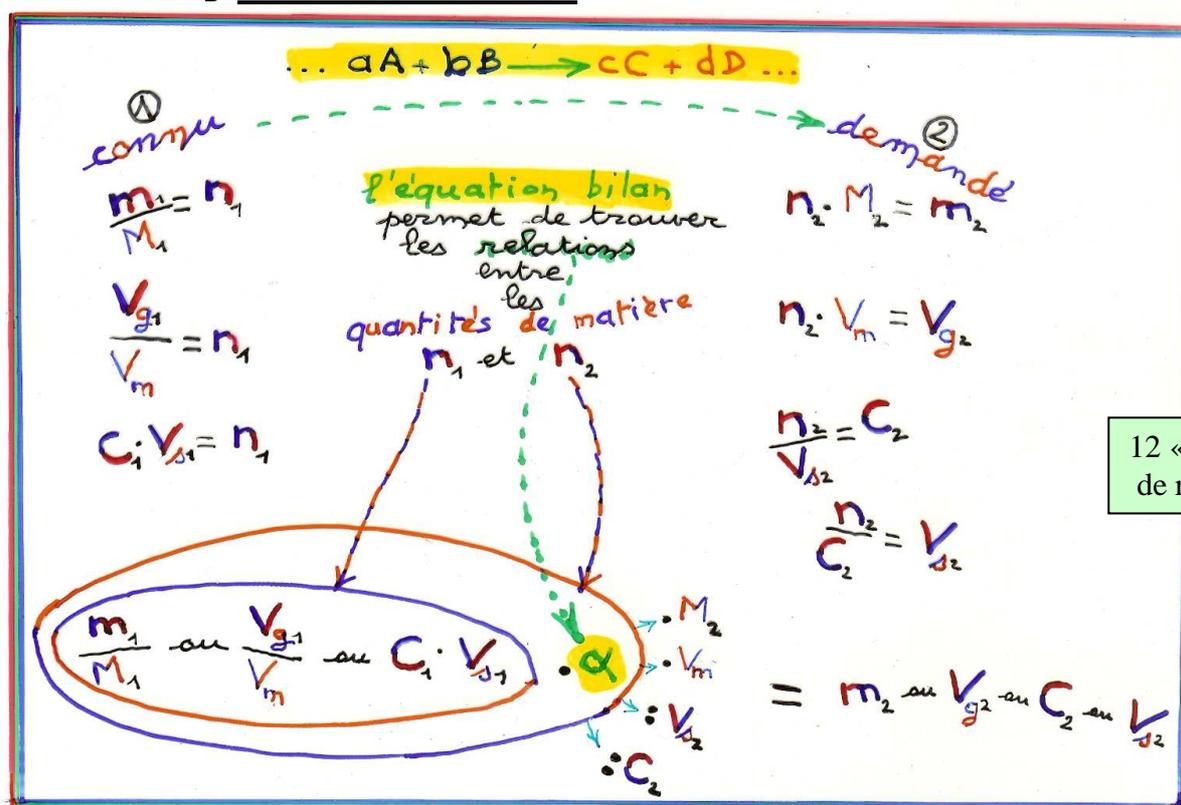
- la **masse** m_1 , ou le **volume gazeux** V_{1gaz}
ou la **concentration molaire** C_1 ou le **volume** $V_{1solution}$, **en solution**
d'un réactif (ou d'un réactif).

5A2 procédé

Il faut d'abord effectuer un bilan molaire en quantité de matière (mol).

Pour résoudre, on utilise une variable x (mol), appelée avancement de la réaction.

5B. 12 sortes de réactions

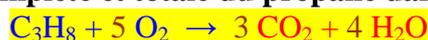


5C. Réactions totales (conditions stœchiométriques)

5C1 « tous les réactifs disparaissent »

a- exemple

« combustion complète et totale du propane dans le dioxygène »



Etat du système	avancement	$n(\text{C}_3\text{H}_8)$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
Etat initial	0	n_1	n_2	0	0
Etat intermédiaire*	x	$n_1 - x$	$n_2 - 5x$	3x	4x
Etat final	x_{\max}	0	0	n_3	n_4

$$n_1 - x_{\max} = 0 ; n_2 - 5 x_{\max} = 0 ; n_3 = 3 x_{\max} ; n_4 = 4 x_{\max}$$

$$\frac{n_1}{1} = x_{\max} ; \frac{n_2}{5} = x_{\max} ; \frac{n_3}{3} = x_{\max} ; \frac{n_4}{4} = x_{\max}$$

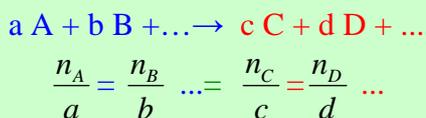
$$\frac{n_1}{1} = \frac{n_2}{5} = \frac{n_3}{3} = \frac{n_4}{4}$$

*Etat intermédiaire :

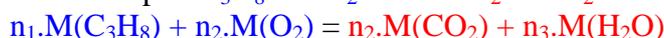
- **Réactif** (il disparaît) : on retranche à sa quantité de matière initiale l'avancement multiplié par son coefficient stœchiométrique de l'équation bilan.
- **Produit** (il apparaît) : sa quantité de matière est égale à l'avancement multiplié par son coefficient stœchiométrique de l'équation bilan.

b- généralisation

La relation des proportions stœchiométriques est donnée par l'égalité des rapports :
quantité de matière n_i sur coefficient stœchiométrique v_i pour chaque composé.



La donnée d'une seule quantité de matière (réactif ou produit), permet de calculer toutes les autres.

c- conservation de la masse

Elle découle de la conservation des éléments chimiques.

d- rendement d'une réaction

$$\eta = \frac{n_{réelle}}{n_{calculée}}$$

$n_{réelle}$: quantité de matière réellement obtenue (mol)

$n_{calculée}$: quantité de matière calculée en supposant la réaction totale et sans pertes (mol)

Ces écarts sont dus à :

- mode opératoire inapproprié
- réaction partielle
- réactions concurrentes...

e- vitesse de réaction

Les catalyseurs l'accroissent.

Ils n'apparaissent pas dans l'équation bilan.

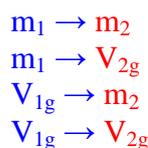
Ils participent à la réaction, mais ils sont régénérés.

f- réactions chimiques simultanées

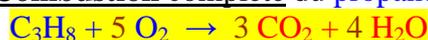
Pour des mélanges le bilan chimique est réalisé en faisant le bilan chimique pour chaque constituant du mélange.

5_{C2} quatre réactions sur douze (masse m et volume gazeux V_g)

$\frac{4}{12}$ réactions



Combustion complète du propane



$$\frac{n_{C_3H_8}}{1} = \frac{n_{O_2}}{5} = \frac{n_{CO_2}}{3} = \frac{n_{H_2O}}{4}$$

Exemple 1 : Calculer la masse d'eau obtenue par la combustion complète de 880 g de propane.

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} \xrightarrow{1.} \frac{m}{M_{\text{C}_3\text{H}_8}} = n_{\text{C}_3\text{H}_8} \xrightarrow{1.2} n_{\text{C}_3\text{H}_8} \times 4 = n_{\text{H}_2\text{O}} \xrightarrow{2.} n_{\text{H}_2\text{O}} \times M_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\boxed{\frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{M_{\text{C}_3\text{H}_8}} \times 4} \times M_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$n_{\text{C}_3\text{H}_8}$ (pointing to the fraction) and $n_{\text{H}_2\text{O}}$ (pointing to the '4')

(Volume molaire dans les conditions de la combustion : $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Exemple 2 : Calculer le volume du dioxyde de carbone dégagé pendant la combustion complète de 880 g de propane.

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} \xrightarrow{1.} \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{M_{\text{C}_3\text{H}_8}} = n_{\text{C}_3\text{H}_8} \xrightarrow{1.2} n_{\text{C}_3\text{H}_8} \times 3 = n_{\text{CO}_2} \xrightarrow{2.} n_{\text{CO}_2} \times V_m = V_{\text{CO}_2}$$

$$\boxed{\frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{M_{\text{C}_3\text{H}_8}} \times 3} \times V_m = V_{\text{CO}_2}$$

$n_{\text{C}_3\text{H}_8}$ (pointing to the fraction) and n_{CO_2} (pointing to the '3')

Exemple 3 : Calculer la masse de propane consommé pour une consommation de 2400 L de dioxygène gazeux.

$$V_{\text{O}_2} \xrightarrow{1.} \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = n_{\text{O}_2} \xrightarrow{1.2} n_{\text{O}_2} \times \frac{1}{5} = n_{\text{C}_3\text{H}_8} \xrightarrow{2.} n_{\text{C}_3\text{H}_8} \times M_{\text{C}_3\text{H}_8} = m_{\text{C}_3\text{H}_8}$$

$$\boxed{\frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} \times \frac{1}{5}} \times M_{\text{C}_3\text{H}_8} = m_{\text{C}_3\text{H}_8}$$

n_{O_2} (pointing to the fraction)

$n(\text{C}_3\text{H}_8)$

$n(\text{C}_3\text{H}_8)$

Exemple 4 : Calculer le volume de dioxygène utilisé quand la combustion du propane libère 1440 L de dioxyde de carbone gazeux.

$$V_{\text{CO}_2} \xrightarrow{1.} \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} = n_{\text{CO}_2} \xrightarrow{1.2} n_{\text{CO}_2} \times \frac{5}{3} = n_{\text{O}_2} \xrightarrow{2.} n_{\text{O}_2} \times V_m = V_{\text{O}_2}$$

$$\boxed{\frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \times \frac{5}{3}} \times V_m = V_{\text{O}_2}$$

n_{CO_2} (pointing to the fraction) and n_{O_2} (pointing to the '5/3')

5c3 huit réactions sur douze (en solution aqueuse : concentration molaire volumique C, volume solution V_s ,...masse m, volume gazeux V_g)

$\frac{8}{12}$ réactions	$C_1, V_{1s} \rightarrow m_2$
	$m_1 \rightarrow C_2$
	$m_1 \rightarrow V_{2s}$
	$C_1, V_{1s} \rightarrow C_2$
	$C_1, V_{1s} \rightarrow V_{2s}$
	$C_1, V_{1s} \rightarrow V_{2g}$
	$V_{1g} \rightarrow V_{2s}$
	$V_{1g} \rightarrow C_2$

a- oxydoréduction (entre les éléments fer et aluminium)



$$\frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{3} = \frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{Fe}}}{3} = \frac{n_{\text{Al}^{3+}}}{2}$$

Exemple 5 : Calculer la masse d'aluminium consommé si on utilise une solution de volume 0,2 L contenant les ions fer II_{aq} et de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

$$C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot V_{\text{Fe}^{2+}} \xrightarrow{1} C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot V_{\text{Fe}^{2+}} = n_{\text{Fe}^{2+}} \xrightarrow{1} n_{\text{Fe}^{2+}} \times \frac{2}{3} = n_{\text{Al}} \xrightarrow{2} n_{\text{Al}} \times M_{\text{Al}} = m_{\text{Al}}$$

$$\boxed{C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot V_{\text{Fe}^{2+}} \times \frac{2}{3}} \times M_{\text{Al}} = m_{\text{Al}}$$

n_{Al}

Exemple 6 : Calculer la concentration molaire des ions $\text{Al}^{3+}_{\text{aq}}$ présents dans une solution de volume 0,2 L qui a permis aussi la formation de 1,116 g de fer.

$$m_{\text{Fe}} \xrightarrow{1} \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = n_{\text{Fe}} \xrightarrow{1} n_{\text{Fe}} \times \frac{2}{3} = n_{\text{Al}^{3+}} \xrightarrow{2} n_{\text{Al}^{3+}} : V_{\text{Al}^{3+}} = C_{\text{Al}^{3+}}$$

$$\boxed{\frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} \times \frac{2}{3}} : V_{\text{Al}^{3+}} = C_{\text{Al}^{3+}}$$

$n_{\text{Al}^{3+}}$

Exemple 7 : Calculer le volume d'une solution contenant des ions fer II_{aq} de concentration molaire $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ qui a permis la formation de 1,116 g de fer.

$$m_{\text{Fe}} \xrightarrow{1} \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = n_{\text{Fe}} \xrightarrow{1} n_{\text{Fe}} \times 1 = n_{\text{Fe}^{2+}} \xrightarrow{2} n_{\text{Fe}^{2+}} : C_{\text{Fe}^{2+}} = V_{\text{Fe}^{2+}}$$

$$\boxed{\frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} \times 1} : C_{\text{Fe}^{2+}} = V_{\text{Fe}^{2+}}$$

$n_{\text{Fe}^{2+}}$

b- précipitation (des ions cuivre II et des ions hydroxyde OH⁻)

$$\frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{1} = \frac{n_{\text{OH}^-}}{2} = \frac{n_{\text{Cu(OH)}_2}}{1}$$

Exemple 8 : Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde OH⁻_{aq} présents dans une solution de volume 25 mL agissant avec une solution de volume 30 mL contenant des ions cuivre II_{aq} de concentration molaire 10⁻¹ mol.L⁻¹ pour obtenir un précipité d'hydroxyde de cuivre.

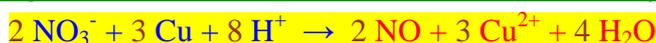
$$C_{\text{Cu}^{2+}} \cdot V_{\text{Cu}^{2+}} \xrightarrow{1} C_{\text{Cu}^{2+}} \cdot V_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{Cu}^{2+}} \xrightarrow{2} n_{\text{Cu}^{2+}} \times 2 = n_{\text{OH}^-} \xrightarrow{2} n_{\text{OH}^-} : V_{\text{OH}^-} = C_{\text{OH}^-}$$

$$C_{\text{Cu}^{2+}} \cdot V_{\text{Cu}^{2+}} \times 2 : V_{\text{OH}^-} = C_{\text{OH}^-}$$

Exemple 9 : Calculer le volume de la solution contenant des ions cuivre II_{aq} de concentration molaire 10⁻¹ mol.L⁻¹ agissant avec une solution de volume 25 mL contenant des ions hydroxyde OH⁻_{aq} de concentration molaire 0,24 mol.L⁻¹ pour obtenir un précipité d'hydroxyde de cuivre

$$C_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-} \xrightarrow{1} C_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-} = n_{\text{OH}^-} \xrightarrow{2} n_{\text{OH}^-} \times \frac{1}{2} = n_{\text{Cu}^{2+}} \xrightarrow{2} n_{\text{Cu}^{2+}} : C_{\text{Cu}^{2+}} = V_{\text{Cu}^{2+}}$$

$$C_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-} \times \frac{1}{2} : C_{\text{Cu}^{2+}} = V_{\text{Cu}^{2+}}$$

c- oxydoréduction (entre le cuivre et l'acide nitrique)

$$\frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2} = \frac{n_{\text{Cu}}}{3} = \frac{n_{\text{H}^+}}{8} = \frac{n_{\text{NO}}}{2} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{3} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{4}$$

Exemple 10 : Calculer le volume gazeux d'oxyde d'azote NO_g obtenu par la réaction totale d'une solution de volume 0,28 L contenant des ions nitrate NO₃⁻_{aq} de concentration molaire 10⁻¹ mol.L⁻¹ sur du cuivre Cu_s.

$$C_{\text{NO}_3^-} \cdot V_{\text{NO}_3^-} \xrightarrow{1} C_{\text{NO}_3^-} \cdot V_{\text{NO}_3^-} = n_{\text{NO}_3^-} \xrightarrow{2} n_{\text{NO}_3^-} \times 1 = n_{\text{NO}} \xrightarrow{2} n_{\text{NO}} \times V_m = V_{\text{NO}}$$

$$C_{\text{NO}_3^-} \cdot V_{\text{NO}_3^-} \times 1 \times V_m = V_{\text{NO}}$$

Exemple 11 : Calculer le volume d'une solution contenant des ions nitrate NO_3^- de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ qui par réaction totale sur du cuivre provoque un dégagement gazeux de 0,672 L de monoxyde d'azote NO_g .

$$V_{\text{NO}} \xrightarrow{1} \frac{V_{\text{NO}}}{V_m} = n_{\text{NO}} \xrightarrow{1.2} n_{\text{NO}} \times 1 = n_{\text{NO}_3^-} \xrightarrow{2} n_{\text{NO}_3^-} : C_{\text{NO}_3^-} = V_{\text{NO}_3^-}$$

Exercice 12 : Calculer la concentration molaire des ions cuivre Cu^{2+} présents dans une solution de volume 0,28 L obtenue en même temps qu'un dégagement gazeux de monoxyde de carbone NO_g de 0,672 L.

$$V_{\text{NO}} \xrightarrow{1} \frac{V_{\text{NO}}}{V_m} = n_{\text{NO}} \xrightarrow{1.} n_{\text{NO}} \times \frac{3}{2} = n_{\text{Cu}^{2+}} \xrightarrow{2} n_{\text{Cu}^{2+}} : V_{\text{Cu}^{2+}} = C_{\text{Cu}^{2+}}$$

5c4 exercices

a- équations bilan

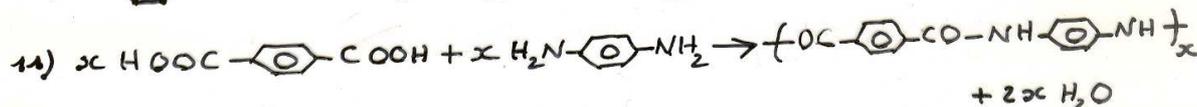
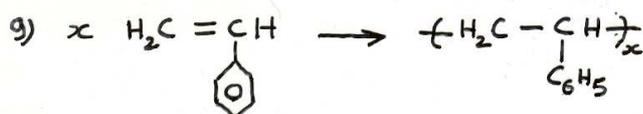
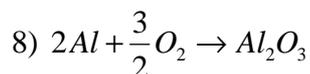
Exercices 13 :

Equilibrer et donner la relation des proportions stœchiométriques des équations bilan suivantes :

- 1) $\dots\text{C}_8\text{H}_{18} + \dots\text{O}_2 \rightarrow \dots\text{CO}_2 + \dots\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\dots\text{TiO}_2 + \dots\text{C} + \dots\text{Cl}_2 \rightarrow \dots\text{TiCl}_4 + \dots\text{CO}$
- 3) $\dots\text{Fe}_3\text{O}_4 + \dots\text{C} \rightarrow \dots\text{CO}_2 + \dots\text{Fe}$
- 4) $\dots\text{H}_2\text{SO}_4 + \dots\text{KCl} \rightarrow \dots\text{K}_2\text{SO}_4 + \dots\text{HCl}$
- 5) $\dots\text{Zn}(\text{OH})_2 + \dots\text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\text{H}_3\text{O}^+ + \dots\text{ZnO}_2^{2-}$
- 6) $\dots\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \dots\text{O}_2 \rightarrow \dots\text{CO}_2 + \dots\text{H}_2\text{O}$
- 7) $\dots\text{C}_x\text{H}_y + \dots\text{O}_2 \rightarrow \dots\text{CO}_2 + \dots\text{H}_2\text{O}$

Exercices 14 : classer chaque équation bilan dans sa famille.

- 1) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
- 2) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl} + \text{HI} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_9\text{I} + \text{HCl}$
- 4) $2\text{Ag}^+ + \text{Zn} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Zn}^{2+}$
- 5) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$
- 6) $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$
- 7) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$



b- masses et volumes gazeux

Exercice 15 : Masses et volumes gazeux, avec $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Pour chaque exercice, écrire et équilibrer l'équation bilan, donner la relation des proportions stœchiométriques, puis résoudre cet exercice.

1) Quelle masse de dioxyde de carbone obtient-on en faisant brûler 2,4 g de **coke** ?

Fabrication du **coke** :

Par pyrogénéation* (chauffage à température élevée $\approx 1200^\circ\text{C}$), du charbon naturel on obtient :

- des gaz (dihydrogène H_2 , méthane CH_4 , monoxyde de carbone CO , dioxyde de carbone CO_2 , diazote N_2 ...).
- des liquides (benzène C_6H_6 , toluène, huiles, goudrons...) utilisés dans les engrais, les colorants, les médicaments, les solvants, les matières plastiques...et...
- ...un résidu solide, le **coke**, excellent combustible au pouvoir calorifique très élevé ($\approx 25 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$).
100 % de carbone, il est utilisé pour le chauffage, dans les fours à chaux, en sidérurgie...

* : du grec « puros », feu.

Pyrogravure, pyromane, pyrotechnie...

Pyrolyse (décomposition par la chaleur)...

(en chauffant du bois à l'abri de l'air on obtient des gaz, des liquides et du **charbon de bois**)

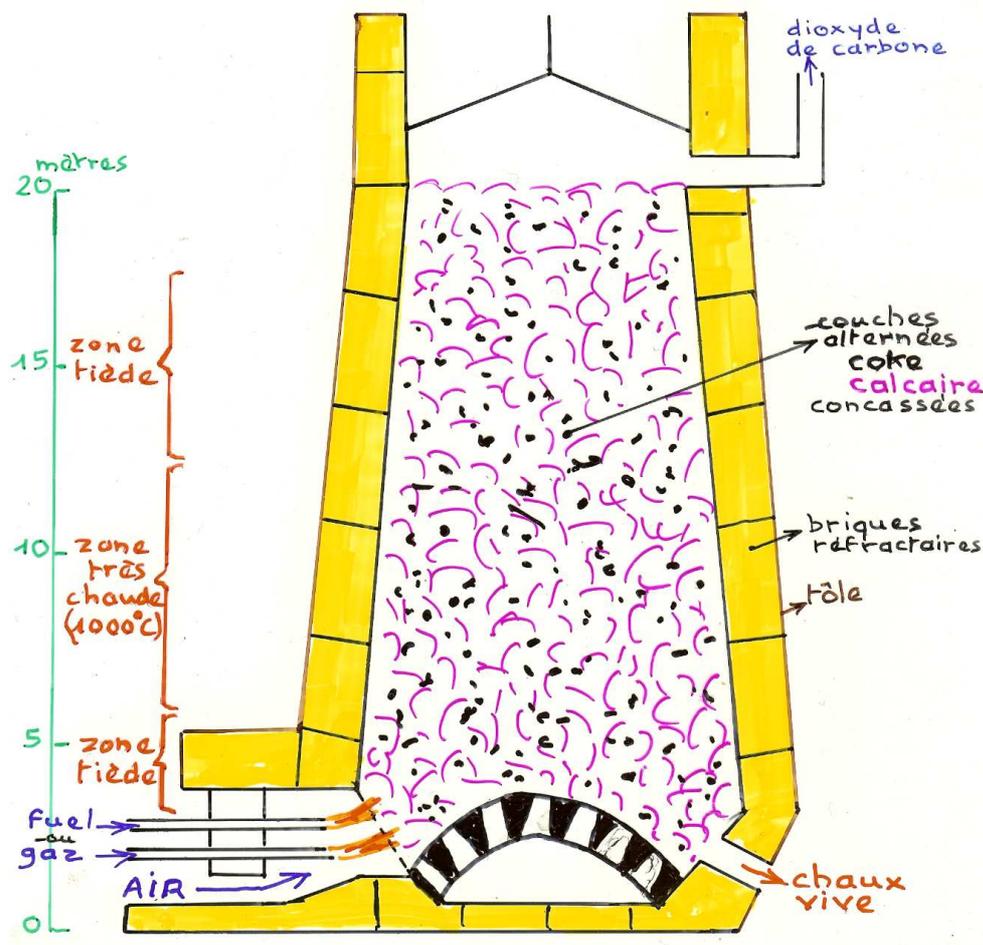
2) Par combustion d'un ruban de magnésium Mg_s dans un excès de dioxygène, il se forme 2 g d'oxyde de magnésium MgO_s (ou magnésie).

Quelle est la masse du ruban de magnésium ?

3) Four à chaux

Il fonctionne pendant plusieurs années sans interruption.

La chaux est connue 3000 ans avant J.C.



La décomposition par la chaleur (obtenue par composition du coke) du carbonate de calcium $\text{CaCO}_{3\text{aq}}$ donne de l'oxyde de calcium CaO_s (chaux vive) et du dioxyde de carbone $\text{CO}_{2\text{g}}$.

Par action de l'eau sur la chaux vive on obtient de la chaux éteinte $\text{Ca}(\text{OH})_{2\text{s}}$.

a- Quelle masse de chaux vive et quelle masse de chaux éteinte obtient-on à partir de 1000 g de carbonate de calcium ?

Dans l'industrie on utilise de la roche calcaire ne renfermant que 90 % de carbonate de calcium.

b- Quelle masse de chaux vive obtient-on à partir d'une tonne de cette roche ?

c- Citer des utilisations de la chaux.

4) L'aluminium Al_s en poudre brûle dans le dioxyde de carbone $\text{CO}_{2\text{g}}$ en donnant une poudre blanche d'oxyde d'aluminium $\text{Al}_2\text{O}_{3\text{s}}$ (ou alumine) et une fumée noire constituée de particules de carbone C_s .
Quelle masse de carbone obtient-on en faisant brûler 0,1 mol d'aluminium ?

5) Par action du dioxyde de soufre $\text{SO}_{2\text{g}}$ avec le sulfure de dihydrogène $\text{H}_2\text{S}_\text{g}$, on obtient de l'eau $\text{H}_2\text{O}_\text{g}$ et du soufre S_s . (*souffrir prend 2f*).

A partir de 12 g de dioxyde de soufre calculer la masse de soufre obtenue et le volume de sulfure de dihydrogène utilisé.

6) Le dioxyde de soufre $\text{SO}_{2\text{g}}$ peut être préparé par réaction entre le sulfure de fer II, FeS_s , et le dioxygène O_2 .

Il se forme en même temps de l'oxyde de fer III, $\text{Fe}_2\text{O}_{3\text{s}}$.

On fabrique 150 L de dioxyde de soufre.

a- Quelle masse d'oxyde de fer est obtenue en même temps ?

b- Quel volume de dioxygène a-t-on utilisé ?

7) Un mélange de masse totale $m = 1,5$ g contient de l'oxyde de cuivre I, Cu_2O_s , et de l'oxyde de cuivre II, CuO_s ($\frac{1}{3}$ de Cu_2O et $\frac{2}{3}$ de CuO).

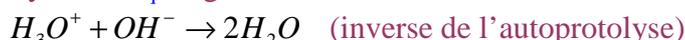
Par action du dihydrogène ces oxydes donnent de l'eau et du cuivre.
Calculer la masse de cuivre obtenu.

c- solutions aqueuses

Exercices 16 : (en solution aqueuse, m , V_{gazeux} , V_{solution} et C)

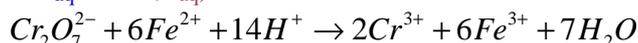
Pour chaque exercice, écrire et équilibrer l'équation bilan, donner la relation des proportions stœchiométriques, puis résoudre cet exercice.

1) Une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}}$) neutralise une solution basique ($\text{Na}^+_{\text{aq}} + \text{OH}^-_{\text{aq}}$). Les ions chlorure Cl^-_{aq} et sodium Na^+_{aq} étant « spectateurs » restent en solution, seuls les ions hydronium $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$ et hydroxyde OH^-_{aq} réagissent, ils se neutralisent :



Sachant qu'on utilise 50 mL d'une solution acide de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, quel volume basique de concentration molaire $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il utiliser à l'« équivalence »?

2) Une solution oxydante de dichromate de potassium ($2 \text{K}^+_{\text{aq}} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{\text{aq}}$) oxyde une solution réductrice de sulfate de fer ($\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} + \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$) en milieu acide selon le bilan :



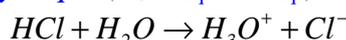
Les ions potassium K^+_{aq} et sulfate $\text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$ n'interviennent pas, ils restent « spectateurs ».

a- Sachant qu'on utilise 25 mL d'une solution oxydante de concentration molaire $2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, quel volume de solution réductrice de concentration molaire $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il utiliser à l'« équivalence »?

b- Quelle est la concentration molaire des ions hydrogène H^+_{aq} dont on utilise 0,5 mL ?

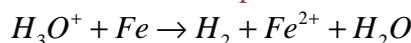
3) Dans 100 mL d'eau on introduit 10 mL de chlorure d'hydrogène gazeux HCl_g .

Le volume de la solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}}$) obtenue est de...100 mL.



Calculer la concentration molaire des ions hydronium $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$ et chlorure Cl^-_{aq} ?

4) la réaction entre 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}}$) de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ sur de la limaille de fer en excès a pour bilan :

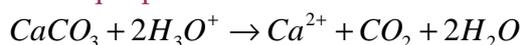


a- Quelle masse de fer peut se transformer en ions fer II, $\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}}$?

b- Quel est le volume de dihydrogène H_2g obtenu ?

5) Le carbonate de calcium CaCO_3s

composant des roches calcaires est attaqué par l'acide selon la réaction :



Sachant qu'une roche reçoit...dans une région donnée...en moyenne 1500 L de pluies acides de concentration molaire $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,1} \text{ mol.L}^{-1}$, par an.

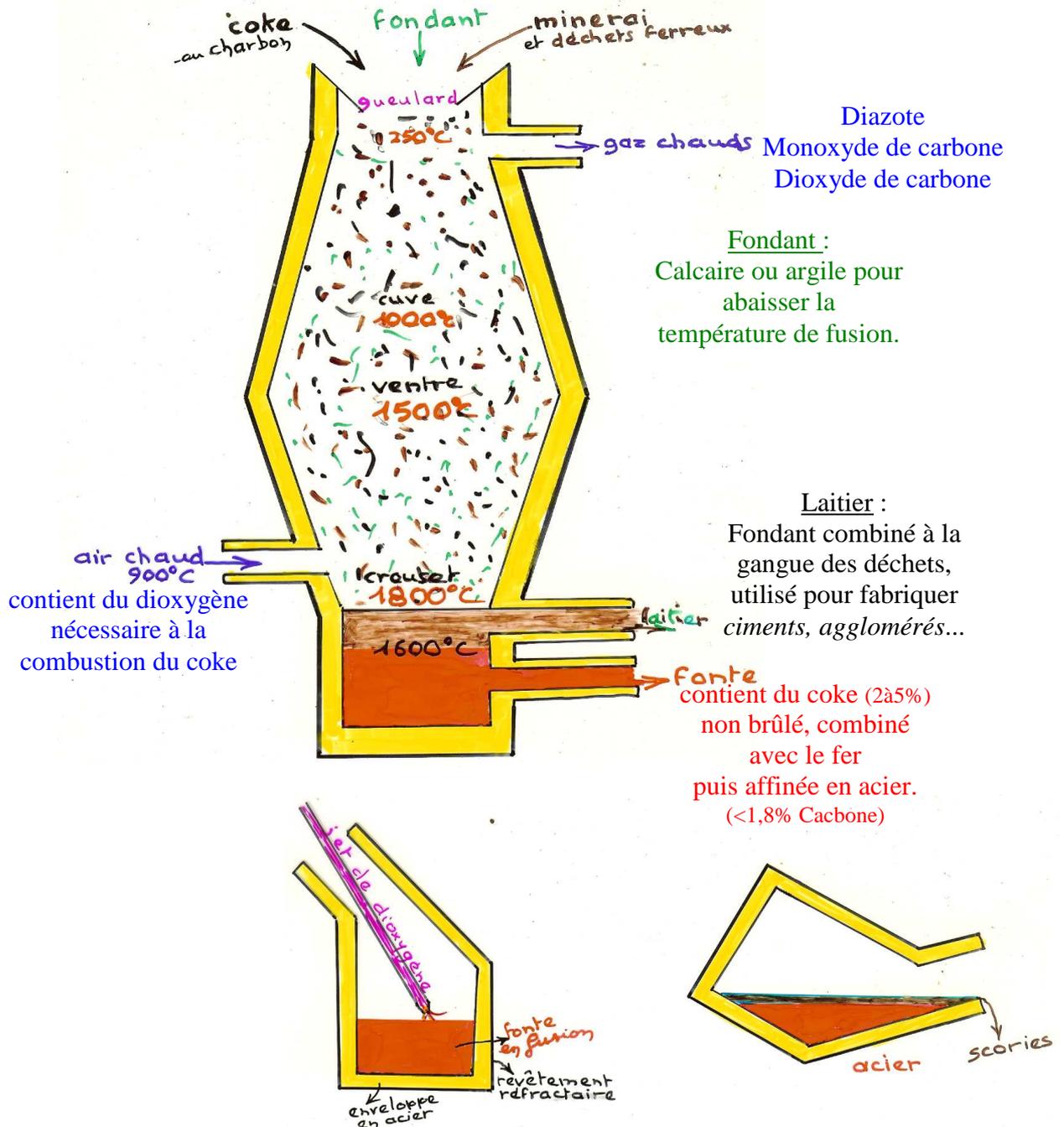
Calculer la masse de roche décomposée.



5D. Réactions totales avec réactif limitant (conditions non stœchiométriques)

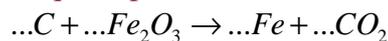
5D1 haut-fourneau : fabrication du fer

Le coke brûle en donnant du monoxyde de carbone CO, qui réduit les minerais de fer.



• Exercice 17 :

Equation squelette du bilan de la réaction qui se produit dans le haut-fourneau :



- 1) Equilibrer la réaction ?
- 2) Après avoir complété le tableau molaire et appliqué la relation des proportions stœchiométriques, montrer qu'en utilisant 6 mol de coke C_s et 4 mol d'oxyde de fer Fe₂O_{3s}, la réaction est totale.

En déduire les quantités des produits obtenus dans ces conditions stœchiométriques.

Etat du système	avancement	n_c	$n_{Fe_2O_3}$	n_{Fe}	n_{CO_2}
Etat initial	0	6 mol	4 mol	0	0
Etat intermédiaire	x				
Etat final	x_{max}				

3) On charge un haut-fourneau avec 30 kg de coke C_s et 10^3 kg de minerai de fer dont la teneur massique en oxyde de fer Fe_2O_3 est 20 %.

a- Calculer les quantités de coke et d'oxyde de fer présents avant la réaction.

b- Pour savoir si un des réactifs est en excès, on calcule un avancement correspondant à la disparition totale de chaque réactif en complétant le tableau molaire :

Etat du système	avancement	n_c	$n_{Fe_2O_3}$	n_{Fe}	n_{CO_2}
Etat initial	0	$2,5 \cdot 10^3$ mol	$1,25 \cdot 10^3$ mol	0	0
Etat intermédiaire	x	$2,5 \cdot 10^3 - 3x$	$1,25 \cdot 10^3 - 2x$	4x	3x
Etat final	x_{max}	$2,5 \cdot 10^3 - 3x_1$	$1,25 \cdot 10^3 - 2x_2$		

$$1,25 \cdot 10^3 - 2x_2 = 0$$

$$x_2 \approx 0,625 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$2,5 \cdot 10^3 - 3x_1 = 0$$

$$x_1 \approx 0,833 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

La plus petite valeur de l'avancement donne le réactif limitant :

$$x_2 < x_1$$

Le réactif limitant est l'oxyde de fer, le coke est en excès.

On écrit l'état final en prenant pour x_{max} : x_2 .

Etat du système	avancement	n_c	$n_{Fe_2O_3}$	n_{Fe}	n_{CO_2}
Etat initial	0	$2,5 \cdot 10^3$ mol	$1,25 \cdot 10^3$ mol	0	0
Etat intermédiaire	x	$2,5 \cdot 10^3 - 3x$	$1,25 \cdot 10^3 - 2x$	4x	3x
Etat final	x_{max}	$2,5 \cdot 10^3 - 3x_2$	$1,25 \cdot 10^3 - 2x_2$	$4x_2$	$3x_2$

c- En déduire la masse de fer, la masse de dioxyde de carbone et le volume gazeux de dioxyde de carbone obtenus, ainsi que la masse de coke qui n'a pas réagi. ($V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$)

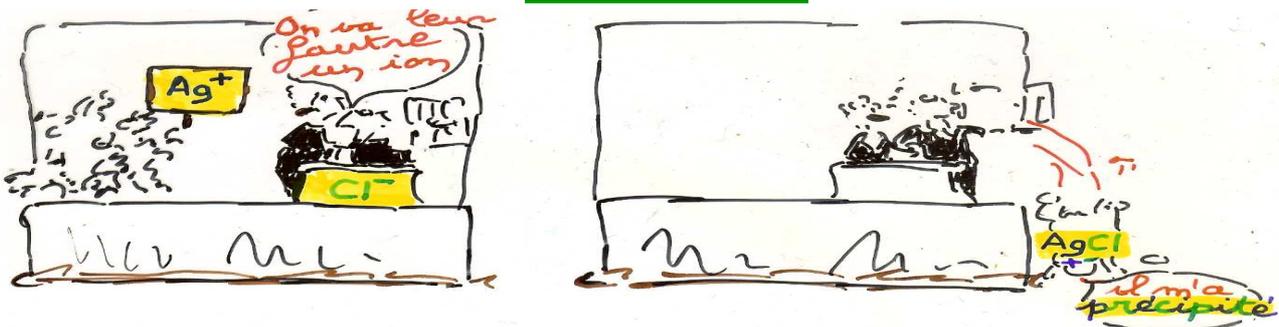
d- Vérifier le résultat en appliquant l'équation de conservation de la masse.

masse réactifs = masse produits + masse réactif « restant »

$$n_C \cdot M_C + n_{Fe_2O_3} \cdot M_{Fe_2O_3} = 4x_2 \cdot M_{Fe} + 3x_2 \cdot M_{CO_2} + (n_C - 3x_2) \cdot M_C$$

5_{D2} précipitation

a- mise en évidence



Des cations et des anions s'agglomèrent pour former un solide ionique (précipité).

b- solubilité

La solubilité dans l'eau est limitée :

Exemple à 25°C :

- chlorure de sodium $NaCl_s$: 360 g.L⁻¹

- nitrate d'argent $AgNO_{3s}$: 280 g.L⁻¹

- nitrate de sodium $NaNO_{3s}$: 880 g.L⁻¹

- chlorure d'argent $AgCl_s$: 0,0015 g.L⁻¹

c- produit de solubilité

Chaque composé ionique possède un produit de solubilité K_s .

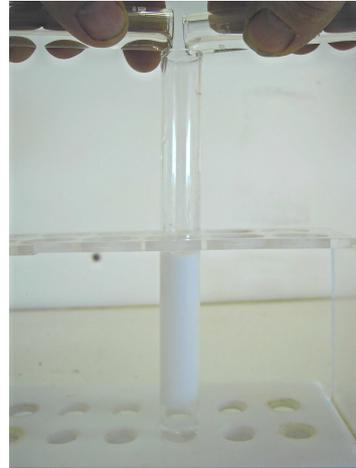
Exemple à 25°C :

- chlorure d'argent $AgCl_s$

soit $[AgCl] = [Ag^+] = [Cl^-] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$, en solution aqueuse... saturée.

$$K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = 10^{-10}$$

(le chlorure d'argent précipité blanc est quasiment insoluble)



Autres exemples :

- sulfate de baryum $BaSO_{4s}$: $0,0023 \text{ g.L}^{-1}$, $K_s = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 10^{-10}$

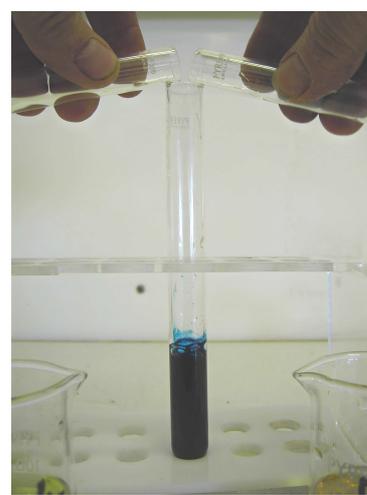
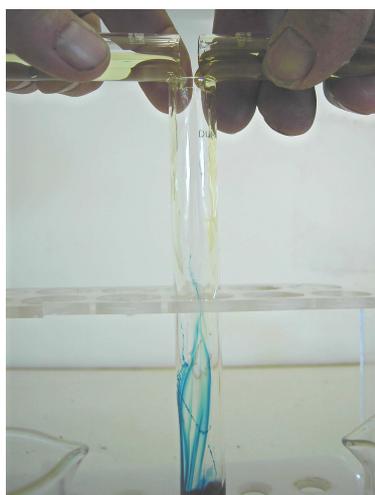
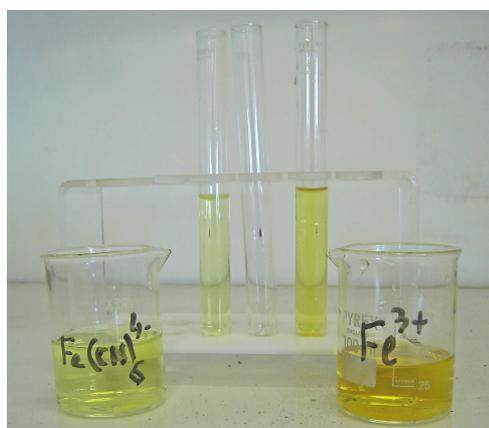
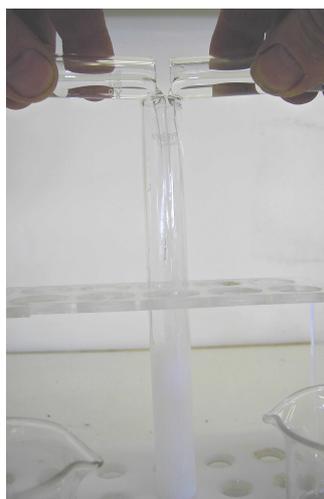
- carbonate de calcium $CaCO_{3s}$: $0,0078 \text{ g.L}^{-1}$, $K_s = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 5.10^{-9}$

- hydroxyde de fer II $Fe(OH)_{2s}$: $0,0005 \text{ g.L}^{-1}$, $K_s = [Fe^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 8.10^{-16}$

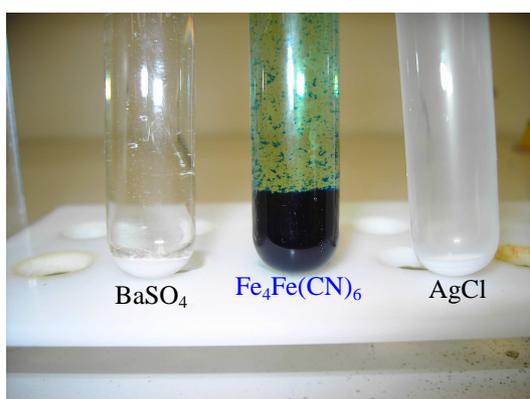
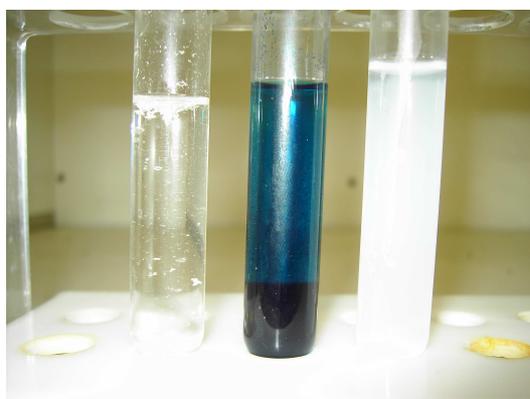
d- applications

- matières de charge (blanche) en peinture : $CaCO_{3s}$, $BaSO_{4s}$...

- pigments colorés : bleu de Prusse $Fe_4 Fe(CN)_3$...



Décantation



AgCl noircit à la lumière
(les sels d'argent sont utilisés dans les pellicules photos)

Exercice 18 :

On mélange 100 mL d'une solution de chlorure de baryum ($\text{Ba}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{Cl}^{-}_{\text{aq}}$) de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ avec 150 mL d'une solution de sulfate de sodium ($2\text{Na}^{+}_{\text{aq}} + \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$) de concentration molaire $8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1) Calculer, pour chaque solution la concentration molaire de chaque ion présent (on néglige les ions $\text{H}_3\text{O}^{+}_{\text{aq}}$ et $\text{OH}^{-}_{\text{aq}}$).

Il se forme un précipité blanc de sulfate de baryum BaSO_4s .

2) Ecrire l'équation bilan de cette réaction de précipitation.

3) Etablir le tableau molaire et vérifier qu'un des réactifs est en excès.

4) Calculer la masse du précipité obtenu.

5) Calculer la concentration molaire de chaque ion restant dans la solution finale, puis vérifier l'électroneutralité pour le mélange final.

5E. Bilan chimique pour une succession de réactions...

(...totales dans les proportions stœchiométriques)

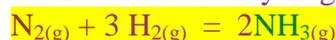
- On écrit une équation bilan pour chaque étape.

- L'état final du premier bilan sert à réaliser l'état initial du second bilan.

- L'état final du second bilan sert à réaliser l'état initial du troisième bilan.

• Exercice 19 : synthèse de l'acide nitrique (*eau forte*)

Première étape : par action du diazote avec le dihydrogène on obtient de l'ammoniac.

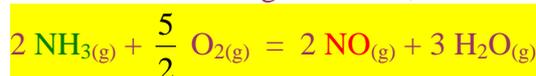


Etat du système	avancement	n_{N_2}	n_{H_2}	n_{NH_3}
Etat initial	0	n_1	n_2	0
Etat intermédiaire	x	$n_1 - x$	$n_2 - 3x$	$2x$
Etat final	$x_{1\text{max}}$	0	0	n_3

$$x_{1\text{max}} = n_1 = \frac{n_2}{3} = \frac{n_3}{2}$$

Rendement : η_1

Deuxième étape : par oxydation de l'ammoniac gazeux NH_3 on obtient du monoxyde d'azote NO .

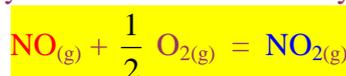


Etat du système	avancement	n_{NH_3}	n_{O_2}	n_{NO}	$n_{\text{H}_2\text{O}}$
Etat initial	0	n_3	n_4	0	0
Etat intermédiaire	x	$n_3 - 2x$	$n_4 - \frac{5}{2}x$	$2x$	$3x$
Etat final	$x_{2\text{max}}$	0	0	n_5	n_6

$$x_{2\text{max}} = \frac{n_3}{2} = \frac{n_4}{\frac{5}{2}} = \frac{n_5}{2} = \frac{n_6}{3}$$

Rendement : η_2

Troisième étape : le monoxyde d'azote est ensuite oxydé en dioxyde d'azote NO_2 .



Etat du système	avancement	n_{NO}	n_{O_2}	n_{NO_2}
Etat initial	0	n_5	n_7	0
Etat intermédiaire	x	$n_5 - x$	$n_7 - \frac{1}{2}x$	x
Etat final	$x_{3\text{max}}$	0	0	n_8

$$x_{3\max} = n_5 = \frac{n_7}{1} = n_8$$

Rendement : η_3

Quatrième étape : le dioxyde d'azote réagit ensuite avec l'eau pour former l'acide nitrique HNO_3 et du monoxyde d'azote.



Etat du système	avancement	n_{NO_2}	$n_{\text{H}_2\text{O}}$	n_{NO}	n_{HNO_3}
Etat initial	0	n_8	n_9	0	0
Etat intermédiaire	x	$n_8 - 3x$	$n_9 - x$	x	2x
Etat final	$x_{4\max}$	0	0	n_{10}	n_{11}

$$x_{4\max} = \frac{n_8}{3} = n_9 = n_{10} = \frac{n_{11}}{2}$$

Rendement : η_4

Rendement total : $\eta = \eta_1 \cdot \eta_2 \cdot \eta_3 \cdot \eta_4$

$$\eta_{\text{total}} = \prod_i \eta_i$$

On supposera que les gaz sont pris à $\theta = 20^\circ\text{C}$ et sous une pression de 1000 hPa.

L'air contient 80 % de son volume en diazote.

- 1) Calculer le volume « théorique » de diazote nécessaire pour produire une tonne d'acide nitrique.
- 2) Calculer le volume « réel », si le rendement total des quatre réactions est $\eta = 80\%$.
- 3) Le diazote est pris dans l'air, en déduire le volume d'air nécessaire à cette synthèse.
- 4) Calculer les volumes de dihydrogène et de dioxygène utilisé pour l'ensemble des réactions.

Exercice 20: synthèse du polychlorure de vinyle (PVC).

Première étape : l'éthène C_2H_{4g} réagit avec le chlorure d'hydrogène HCl_g et du dioxygène O_{2g} du 1,2- dichloroéthane $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_{2l}$ et de l'eau H_2O_l .

Deuxième étape : par pyrolyse, le dichloroéthane donne du chloroéthène (chlorure de vinyle) $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}_l$ et du chlorure d'hydrogène.

Troisième étape : par polyaddition de α molécules de chloroéthène, on obtient du PVC :



- 1) Ecrire les équations bilan de chaque étape.
- 2) Compléter les 3 tableaux molaires et établir les 3 relations de proportions stœchiométriques.

Etat du système	avancement	$n_{\text{C}_2\text{H}_4}$	n_{HCl}	n_{O_2}	$n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2}$	$n_{\text{H}_2\text{O}}$
Etat initial	0	n_1	n_2	n_3	0	0
Etat intermédiaire	x					
Etat final	$x_{1\max}$					

Etat du système	avancement	$n_{\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2}$	$n_{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$	n_{HCl}
Etat initial	0			0
Etat intermédiaire	x			
Etat final	$x_{2\max}$			

Etat du système	avancement	$n_{\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}}$	$n_{(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl})_\alpha}$
Etat initial	0		0
Etat intermédiaire	x		
Etat final	$x_{3\max}$		

- 3) Quelle masse d'éthène doit-on utiliser pour obtenir une masse de 100 kg de PVC ?

6. Extraits de sujets BTS

- 60 -

Acide - Base
Chimie Organique
Oxydant - Réducteur

6A. ACIDE – BASE (15)

L'équation bilan qui traduit la réaction de neutralisation d'une solution acide (contenant l'ion hydronium H_3O^+ , appelé encore ion oxonium) par une solution basique (contenant l'ion hydroxyde OH^-) se résume ainsi :



Cette réaction est souvent réalisé au cours d'un dosage, à l'équivalence.

tp 1992, eb 1997, eec 2003, af 2007 (AB)

On prélève un volume $V_B = 10$ mL d'une solution basique d'hydroxyde de sodium que l'on dose avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 1.10^{-2}$ mol.L⁻¹.

L'équivalence est obtenue pour un volume d'acide versé $V_A = 19,9$ mL.

2) Calculer la concentration molaire C_B de la solution basique.

eec 1997, tp 1997, af 2000, af 2002, b 2002, tp 2002, b 2003, eb 2006, tp 2008 (AB)

On prélève dans un bécher 20 mL d'une solution acide que l'on dose avec une solution basique d'hydroxyde de sodium (ou soude) de concentration molaire 5.10^{-2} mol.L⁻¹.

3) Calculer la concentration molaire de la solution acide, sachant qu'à l'équivalence on a versé 17,6 mL de solution basique.

tp 2005 (AB)

On considère deux récipients A et B.

Le récipient A contient un volume V_A d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{aq} + Cl^-_{aq}$) de concentration molaire C_A .

Le récipient B contient un volume V_B d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($K^+_{aq} + OH^-_{aq}$) de concentration molaire C_B .

1) a- Rappeler la définition de la concentration molaire.

b- Calculer la quantité de matière n_A d'ions oxonium H_3O^+ contenus dans le récipient A quand : $V_A = 0,60$ L et $C_A = 0,50$ mol.L⁻¹

c- Calculer la quantité de matière n_B d'ions hydroxyde OH^- contenus dans le récipient B quand : $V_B = 0,80$ L et $C_B = 1,30$ mol.L⁻¹

On mélange maintenant les contenus de ces deux récipients.

3) Sachant que les ions oxonium et hydroxyde se neutralisent selon la réaction: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$:

a- Montrer que les ions hydroxyde sont en excès.

b- Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde restants dans le mélange.

En déduire le pH du mélange.

eec 2007 (AB)

On utilise une cuve cylindrique (diamètre : 1,40 m ; hauteur : 2,10 m) pour recueillir les eaux acides de ruissellement de pH = 4,6.

Le taux de remplissage est de 80 %.

2) a- Cette eau est-elle acide ou basique ? Justifier.

b- Calculer la concentration molaire des ions oxonium H_3O^+ .

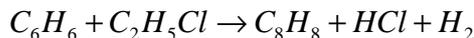
Pour neutraliser l'eau de la cuve contenant des ions H_3O^+ on lui ajoute un volume V de solution d'hydroxyde de sodium (soude) basique contenant des ions OH^- de concentration molaire 0,1 mol.L⁻¹.

3) c- Calculer le volume de soude à prévoir.

6B. CHIMIE ORGANIQUE (33)

b 1990, af 2000 (CO)

3) La fabrication de ce monomère (styrène : C_8H_8) peut se résumer par l'équation bilan suivante :



Quelle masse de styrène C_8H_8 peut-on obtenir en utilisant une tonne de benzène C_6H_6 sachant que le rendement de cette réaction est de 90 % ?

b 1994, tp 1991, eec 1993, eb 1998, b 2006, eb 2006 (CO)

1) Le PVC, ou polychlorure de vinyle se prépare en trois étapes :

Première étape : l'éthène C_2H_4 réagit avec du chlorure d'hydrogène et du dioxygène pour donner du 1,2-dichloroéthane $C_2H_4Cl_2$ et de l'eau.

a- Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

Deuxième étape : par pyrolyse, le 1,2-dichloroéthane donne du chloroéthène (ou chlorure de vinyle) $CH_2 = CHCl$ (C_2H_3Cl) et du chlorure d'hydrogène.

b- Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

Troisième étape : par polyaddition du chloroéthène, on obtient du PVC.

c- Ecrire l'équation bilan dans le cas où x molécules de chloroéthène ont été polymérisées.

2) Quelle masse d'éthène doit-on utiliser pour obtenir une masse $m = 100$ kg de PVC, sachant que le rendement de l'ensemble des opérations précédentes est de 70 % ?

3) (e.e.c 1993) *Chaque* année, en France, on fabrique plus de 150000 tonnes de bouteille à base de PVC, contenant 90 % en masse de ce polymère.

La combustion du PVC produit du dioxyde de carbone, de l'eau et du chlorure d'hydrogène HCl.

a- Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du PVC ($C_{2x}H_{3x}Cl_x$) dans le dioxygène.

b- Quelle seraient la masse totale de chlorure d'hydrogène, ainsi que le volume, libérés annuellement dans l'atmosphère, si toutes les bouteilles en PVC fabriquées en France étaient incinérées (la moitié du chlorure d'hydrogène formé reste fixé dans les cendres).

(Volume molaire : $V_m = 25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

scbh 1994 (CO)

5) Ecrire la réaction de combustion complète de la cellulose $(C_{12}H_{20}O_{10})_x$ sachant que l'on obtient uniquement du dioxyde de carbone et de l'eau.

Un kilogramme de cellulose subit une combustion complète.

6) Calculer, dans le cas où le volume molaire des gaz est égal à $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$:

a- Le volume de dioxygène nécessaire.

b- Le volume d'air correspondant si l'air contient en volume un cinquième de dioxygène.

c- Le volume de dioxyde de carbone obtenu.

(Volume molaire : $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

eec 1996, tp 1999, tp 2005 (CO)

Le brûleur d'un appareil de chauffage est alimenté en butane (C_4H_{10}) avec un débit de $1,93 \text{ kg}\cdot\text{h}^{-1}$, et en air, à 18°C et 1013 hPa .

On suppose le brûleur parfaitement réglé, l'air constitué de 20 % de dioxygène en volume, et tous les corps gazeux se comportant en gaz parfaits ($R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, constante molaire des gaz parfaits).

1) Etablir l'équation bilan de la combustion parfaite du combustible.

2) Déterminer, pour une heure de fonctionnement ininterrompu, la quantité de butane utilisé.

3) a- Calculer le volume molaire gazeux V_m dans les conditions de fonctionnement.

b- En déduire le volume de dioxygène nécessaire à la combustion ainsi que les quantités (en moles) des produits formés au cours de cette combustion.

4) En déduire le débit minimum de l'air devant alimenter ce brûleur, en $\text{m}^3\cdot\text{h}^{-1}$.

tp 1996 (CO)

La composition en masse d'une essence est un mélange de 70 % d'heptane C_7H_{16} et de 30 % d'octane C_8H_{18} .

- 2) Ecrire les équations bilan équilibrées des réactions de combustion totale de chacun de ces deux composés.
- 3) Sachant que la masse volumique de cette essence est $\rho = 720 \text{ kg.m}^{-3}$, calculer :
- la masse de chacun des composés dans un litre d'essence.
 - le volume de dioxygène nécessaire pour effectuer la combustion totale d'un litre d'essence.
 - le volume d'air utile à la combustion d'un litre d'essence, après avoir rappelé la proportion de dioxygène dans l'air.

b 1997 (CO)

- 2) On admet, pour simplifier, qu'une essence est constituée d'un mélange de plusieurs alcanes ayant pour formule brute C_6H_{14} . Ecrire l'équation bilan de combustion complète de cette essence.
- 3) Une voiture consomme en moyenne 8 litres de cette essence liquide de masse volumique 750 kg.m^{-3} pour 100 km.
- Calculer le volume de dioxyde de carbone rejeté lors du parcours de 100 km.
(Volume molaire $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$)

tp 1998 (CO)

On s'intéresse à la **méthanogénèse** : décomposition bactériologique de la matière organique des arbres en dioxyde de carbone et en méthane, en l'absence de dioxygène (anaérobie).
La décomposition d'un espace de forêt tropicale produit un dégagement journalier de 420 tonnes de méthane.

- 4) a- Ecrire l'équation bilan de la réaction de décomposition bactériologique de la matière organique dont la formule est $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Calculer la masse de matière organique décomposée en une journée.
 - Calculer la masse et le volume de dioxyde de carbone dégagés en une journée.

af 1999 (CO)

- 3) La combustion du PVC ($\text{C}_{2000}\text{H}_{3000}\text{Cl}_{1000}$) dans le dioxygène produit du dioxyde de carbone, de l'eau et du chlorure d'hydrogène.
- Ecrire l'équation bilan de cette combustion.
 - Quelle est la masse de chlorure d'hydrogène libéré par la combustion de 1000 kg de PVC ?

b 1999 (CO)

- 4) Ecrire l'équation de combustion complète dans le dioxygène du polyéthylène $\text{C}_{500}\text{H}_{1000}$.

eec 1999 (CO)

Une chaudière est alimentée en gaz naturel que l'on considérera composé à 100 % de méthane CH_4 .
Le débit massique d'arrivée de gaz est de $1,6 \text{ kg.h}^{-1}$.

Volume molaire dans les conditions normales : $22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

L'air est constitué de 20 % de dioxygène en volume.

- Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du méthane.
- Pour une heure de fonctionnement de la chaudière, et pour la combustion complète du méthane, calculer :
 - La quantité de méthane.
 - La masse nécessaire de dioxygène.
 - Le volume nécessaire de dioxygène.
 - Le volume d'air nécessaire.

eb 2000 (CO)

- 3) Donner l'équation de combustion complète dans l'air du polystyrène $\text{C}_{16000}\text{H}_{16000}$.
- 4) Calculer la masse de dioxyde de carbone dégagé par la combustion de 5,2 kg de polystyrène en supposant qu'il est pur.

eec 2001 (CO)

On étudie l'émission de dioxyde de carbone au cours de la combustion de quelques hydrocarbures, les

alcanes CH_4 et C_8H_{18} .

Données :

Volume molaire normal : $V_0 = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Relation donnant la quantité de chaleur produite par la combustion d'une mole d'alcane :

$Q = 210 + 664.p$ (en kJ.mol^{-1}), pouvoir calorifique.

p : nombre d'atomes de carbone dans la molécule

De nombreux autobus roulent « au gaz naturel ».

Ce carburant est principalement composé de méthane CH_4 (plus de 80%).

1) a- Ecrire l'équation de la réaction de combustion complète du méthane.

b- Quelle est la quantité de dioxyde de carbone (mol) dégagé lors de la combustion d'une mole de méthane ?

c- Déterminer la quantité de méthane nécessaire pour produire une quantité de chaleur de 1000 kJ.

En déduire la quantité de dioxyde de carbone dégagé.

d- Déterminer le volume de dioxygène minimum nécessaire à la combustion complète d'une mole de méthane dans les conditions normales de température et de pression.

D'autres véhicules utilisent le super carburant, l'octane C_8H_{18} .

2) b- Ecrire l'équation de la réaction de combustion complète de l'octane.

c- Calculer la quantité de dioxyde de carbone dégagé lors de la production d'une quantité de chaleur de 1000 kJ.

3) Comparer les résultants des questions 1)c et 2)c).

Evaluer la diminution relative du rejet de dioxyde de carbone (exprimée en %).

af 2002, scbh 1996, tp 2006, b 2008 (CO)

La source de chaleur de l'atelier est une chaudière à gaz propane C_3H_8 .

Entre 9 h et 17 h, pour maintenir constante la température de l'atelier il faut utiliser une énergie de 33 kWh, fournit par la combustion du propane.

Le pouvoir calorifique du propane est égal à 2200 kJ.mol^{-1} .

1) Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du propane.

3) Calculer :

a- la quantité de propane (en mol) nécessaire à l'obtention de cette énergie ?

b- la masse de propane correspondante.

c- le volume de dioxyde de carbone dégagé à l'extérieur.

(Volume molaire : 25 L.mol^{-1})

eb 2004, scbh 2008 (CO)

Le chauffage de l'eau d'une piscine est assuré par une chaudière à gaz, ici du méthane CH_4 , dont le pouvoir calorifique est 890 kJ.mol^{-1} .

Sachant que pour chauffer l'eau il a fallu 31,3875 GJ.

2) Calculer la quantité de matière n de méthane théorique, exprimée en moles.

En réalité, le rendement du système de chauffage est de 70 %.

3) a- Calculer la masse réelle de méthane consommée.

b- Calculer le volume de méthane utilisé dans des conditions.

c- Ecrire l'équation de la réaction chimique du méthane avec le dioxygène, en supposant la combustion complète.

d- Calculer le volume de dioxygène effectivement consommé.

e- En déduire le volume d'air utilisé sachant que l'air contient 20 % de dioxygène.

eec 2004 (CO)

Le gaz de pétrole liquéfié (GPL) utilisé en France pour les voitures est en fait le mélange de deux hydrocarbures : le propane C_3H_8 et le butane C_4H_{10} .

La combustion complète des hydrocarbures dans le dioxygène produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

2) Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la combustion complète pour chacun des deux hydrocarbures

qui constituent le GPL.

Une voiture a une consommation moyenne de 10,5 L de GPL (liquide) aux 100 km.

La masse volumique du GPL liquide est de 0,56 kg.L⁻¹.

On considère que le GPL est constitué, en masse, de 50 % de propane et de 50 % de butane.

3) Calculer pour un kilomètre parcouru et pour chacun de ces deux hydrocarbures :

- a- La masse utilisée.
- b- La quantité de matière utilisée.
- c- La quantité de dioxyde de carbone produit.

La même voiture fonctionnant à l'essence a une consommation de 8,5 L aux 100 km et, pour un kilomètre parcouru, dégage dans l'atmosphère un volume de dioxyde de carbone de 108 L.

4) Comparer la pollution au dioxyde de carbone produite par le GPL et par l'essence.

(Volume molaire des gaz : 24 L.mol⁻¹)

b 2005 (CO)

Chaque année, on brûle dans le monde 2,0.10⁹ tonnes de méthane (constituant majoritaire du gaz naturel), hydrocarbure de la famille des alcanes de formule brute CH₄.

La combustion complète du méthane consomme du dioxygène O₂ et produit de l'eau H₂O et du dioxyde de carbone CO₂.

On se propose de déterminer la masse de dioxyde de carbone annuellement produite par la combustion de cet hydrocarbure.

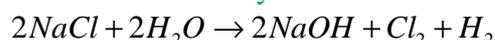
Le dioxyde de carbone produit augmente l'effet de serre.

- 1) Calculer la quantité de matière (en moles) de gaz naturel consommé par an.
- 2) Ecrire et équilibrer l'équation bilan associée à cette combustion.
- 3) Quel est la masse de dioxyde de carbone produite par cette combustion.
- 4) Quel est le volume occupé dans les conditions normales température et de pression par le dioxyde de carbone ?

(Conditions normales : $\theta = 0^\circ\text{C}$ et $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ avec $R = 8,32 \text{ SI}$)

b 2006 (CO)

Le dichlore gazeux est obtenu par la réaction d'électrolyse suivante :



- 1) Dans cette réaction désigner les réactifs et les produits en indiquant leurs noms.
- 2) Quelle masse de NaCl est nécessaire pour produire 24 litres de dichlore gazeux qui se dégage à l'anode.

(Volume molaire dans les conditions de l'expérience : 24 L.mol⁻¹)

eec 2006 (CO)

Trente éoliennes arrivent en pièces détachées par bateau.

Celui-ci consomme environ 10 tonnes de diésel (dodécane : C₁₂H₂₆) par jour.

Pour atteindre l'île, il doit parcourir la distance de 3000 km à une moyenne de 20 nœuds.

- 1) Montrer que le bateau consomme 33,8 tonnes de diésel pour acheminer tout le matériel sur l'île.
- 3) Déterminer la quantité de matière de diésel consommée sur ce parcours.
- 4) Ecrire la réaction équilibrée de combustion complète de ce composé.
- 5) Calculer le volume de dioxygène, mesuré dans les conditions ordinaires, nécessaire pour effectuer la combustion totale de 1,0 litre de diésel.

On veut évaluer l'impact de la pollution par le dioxyde de carbone sur l'environnement.

- 6) Déterminer la masse de dioxyde de carbone CO₂ rejetée lors du trajet du cargo et préciser à quel phénomène contribue le rejet de CO₂.

Données :

Volume molaire des gaz dans les conditions ordinaires : 24,2 L.mol⁻¹

Masse volumique du diésel : 820 g.L⁻¹

Un nœud équivaut à 1852 m.h⁻¹.

eb 2008 (CO)

La destruction par combustion complète d'une masse $m = 35 \text{ kg}$ de ce polyéthylène (C₂₅₀₀H₅₀₀₀)

dans le dioxygène de l'air, dégage du gaz carbonique et de l'eau :

- 5) a- Ecrire l'équation de combustion complète de ce polyéthylène ($C_{2500}H_{5000}$) dans le dioxygène.
 b- Calculer la quantité de matière (le nombre de moles) de polyéthylène utilisé.
 c- Trouver le volume de gaz carbonique dégagé par cette combustion.

Justifier.

Donnée :

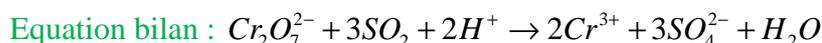
Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

6c. OXYDANT – REDUCTEUR (8)

b 1991 (OR)

3) Une usine chimique rejette, par jour, un volume $V = 100 \text{ m}^3$ d'effluents liquides dont la teneur en ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ est $\chi = 21,6 \text{ mg.L}^{-1}$.

Quelle masse m de dioxyde de soufre SO_2 faut-il utiliser quotidiennement pour transformer totalement les ions dichromate en ions chrome Cr^{3+} ?



eec 1995 (OR)

Un bassin de récupération des eaux d'une usine est un cylindre de diamètre $d = 50 \text{ m}$ et de hauteur $H = 5 \text{ m}$.

Ses eaux contiennent l'ion mercure II (Hg^{2+}) à raison de 5 g.m^{-3} .

Pour éliminer ces ions, on brasse l'eau avec de la poudre de fer.

L'équation bilan est la suivante : $\text{Hg}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Hg} + \text{Fe}^{2+}$

2) c-Quelle masse de fer faut-il utiliser ?

tp 1995 (OR)

La concentration massique en soufre dans le gazole (fuel domestique) doit être inférieure à 0,3 %.

On brûle 100 g de gazole en recueillant les gaz de combustion.

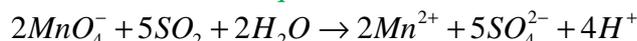
Tout le soufre est oxydé en dioxyde de soufre SO_2 : $(\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2)$.

Le gaz obtenu, SO_2 , est dissout dans 500 mL d'eau (solution S).

On prélève 10,0 mL de cette solution S que l'on dose avec une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration molaire $C = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

A l'équivalence (réaction totale), on a versé le volume $V = 12,5 \text{ mL}$ de solution de permanganate.

On considère que seul SO_2 est ainsi dosé, selon l'équation bilan :



3) Donner la relation entre la quantité en mol pour $n(\text{SO}_2)$ et $n(\text{MnO}_4^-)$ à l'équivalence.

4) Calculer $n(\text{MnO}_4^-)$ à l'équivalence.

5) Calculer $n(\text{SO}_2)$, quantité de SO_2 contenue dans 10 mL de solution S.

6) En déduire la quantité de dioxyde de soufre $n(\text{SO}_2)$ contenues dans 500 mL de solution S.

7) Calculer la masse de soufre contenue dans 100 g de gazole.

La concentration massique calculée est-elle conforme à la législation ?

Pourquoi cette teneur en soufre est-elle limitée ?

af 2006, eb 1996, b 2004 (OR)

La menuiserie de la véranda est choisie en aluminium pour des raisons d'entretien.

Au contact de l'air en présence d'eau, l'aluminium s'oxyde le plus souvent en hydroxyde d'aluminium.

1) Compléter par les coefficients stœchiométriques manquants l'équation de l'oxydation de l'aluminium dans l'air :



2) Calculer la masse d'aluminium transformée lors de la formation de 500 g d'hydroxyde d'aluminium.

3) « questions supplémentaires » : Calculer la masse d'eau, le volume de dioxygène, ainsi que le volume d'air consommés.

(volume molaire : $22,4 \text{ L.mol}^{-1}$)

eb 2005 : 3) Une masse $m = 100$ g d'aluminium a réagi avec le dioxygène de l'air et l'eau pour former de l'hydroxyde d'aluminium, calculer la masse de ce dernier formée.

eb 2007 (OR)

La carcasse métallique entourant la pompe est en fonte (alliage à base de fer).

La masse initiale de fer contenue dans la carcasse est $m_0 = 3,20$ kg.

Lors d'une visite d'entretien, on a constaté qu'au bout de six mois, sa masse avait diminué de 29 % du fait de la corrosion dans l'eau de mer.

L'équation bilan de la réaction de corrosion est : $2Fe + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_2$

- 1) d- Calculer la quantité de matière (en mol) de fer ayant été corrodé en six mois.
- e- En déduire la masse de dioxygène dissous dans l'eau de mer ayant alors réagi.

6D. DIVERS (4)

tp 1994 Précipité.

L'analyse de l'eau d'un puits a donné comme résultats :

- ions chlorure Cl^- : 20 mg.L^{-1}
 - ions sulfate SO_4^{2-} : 70 mg.L^{-1}
 - ions phosphate PO_4^{3-} : $0,1 \text{ mg.L}^{-1}$
- pH = 8

2) Calculer en mol.L^{-1} , les concentrations molaires de ces ions, ainsi que celles des ions H_3O^+ et OH^- .

On désire effectuer le dosage des ions Cl^- avec une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$).

On obtient un précipité de chlorure d'argent : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$

On utilise une solution de nitrate d'argent telle que $[Ag^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

3) Calculer le volume de solution nécessaire pour précipiter tous les ions Cl^- contenus dans 50 cm^3 de cette eau.

af 2001 *Fabrication du sulfate de baryum, matière de charge en peinture.*

Celui-ci est obtenu par réaction de précipitation entre une solution de chlorure de baryum ($Ba^{2+} + 2Cl^-$) et une solution de sulfate de sodium ($2Na^+ + SO_4^{2-}$).

2) Sachant que le produit de solubilité du sulfate de baryum est $K_s = 10^{-10}$, montrer qu'en mélangeant 1 m^3 de chaque solutions A de concentration molaire $0,144 \text{ mol.L}^{-1}$, on obtient un précipité de sulfate de baryum $BaSO_4$.

Ecrire l'équation bilan de cette réaction (les ions chlorure Cl^- et sodium Na^+ restent en solution).

3) Quelle masse de précipité obtient-on en mélangeant 1 m^3 de solution A et 1 m^3 de solution B ?

af 2001 Pollution par le dioxyde de soufre.

tp 2001 Haut fourneau