

المعهد الوطني للوقود و الكيمياء

INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES  
ET DE LA CHIMIE

PROBLEMES ET  
EXERCICES DE  
CHIMIE GENERALE

*BOUMERDES-ALGERIE*

Chaire de Chimie

PROBLEMES ET EXERCICES  
DE CHIMIE GENERALE

A l'intention des Etudiants du Technicum  
et de l'Année Préparatoire à l'Institut

Par : A. MALOV  
O. GALAKTIONOVA  
S. PETROV  
K. BALAIAN  
E. ARSLANOV  
T. TATACHINA

I N T R O D U C T I O N

P R O B L E M E S   R E S O L U S

## S O M M A I R E

page

### INTRODUCTION - PROBLEMES RESOLUS (par A. MALOV )

Les calculs d'après les formules chimiques .....	1
Le nombre d'Avogadro - Volume molaire - Densité des gaz	4
Calculs d'après les équations des réactions chimiques ..	7
Valence .....	20
Concentration des solutions .....	21

### PROBLEMES ET EXERCICES.

### NOTIONS PRINCIPALES ET LOIS DE CHIMIE - STRUCTURE DES ATOMES LOI PERIODIQUE (par O. GALAKTIONOVA)

1 - Phénomènes physiques et chimiques .....	28
2 - Mélanges et corps purs .....	28
3 - Atomes et molécules - Eléments chimiques - Corps simples et corps composés .....	31
4 - Masse atomique et masse moléculaire - Atome-gramme et molécule-gramme - Nombre d'Avogadro - Loi d'Avogadro - Densité relative .....	34
5 - Calculs sur les formules chimiques .....	39
6 - Réactions et équations chimiques .....	42
7 - Loi de la conservation de la masse .....	44
8 - Loi de la constance de la composition	
8 - Calculs sur les équations chimiques .....	45
9 - Valence .....	47
10 - Structure des atomes .....	48
11 - Types des liaisons chimiques - Valence du point de vue de l'édifice atomique .....	48
12 - Tableau périodique des éléments de Mendelév .....	49

### CLASSIFICATION DES COMPOSES MINERAUX (par O. Galaktionova)

13 - I - Oxydes .....	50
II - Bases .....	51
III - Acides .....	51
IV - Sels .....	52
14 - L'HYDROGENE (S. Pétrov) .....	54
15 - L'OXYGENE (S. Pétrov) .....	56
16 - EAU - SOLUTIONS (S. Pétrov) .....	58
La concentration en % (le titre en %) .....	59
Concentration molaire .....	61
Normalité .....	62
17 - DISSOCIATION ELECTROLYTIQUE (S. Pétrov) .....	64
18 - OXYDATION - REDUCTION (S. Pétrov).....	68

METAUX (par K. BALAIAN)

	<u>page</u>
19 - Propriétés générales des métaux .....	71
20 - Métaux alcalins .....	73
21 - Métaux alcalino-terreux .....	74
22 - Fer .....	75
23 - Aluminium .....	76
24 - Zinc .....	77

HALOGENES (par K. BALAIAN)

25 - Fluor .....	78
26 - Chlore .....	78
27 - HCl (Acide chlorhydrique) .....	80
28 - Brome .....	83
29 - Iode .....	84
30 - Problèmes combinés .....	84

SOUFRE (par E. ARSLANOV)

31 - SOUFRE (par E. ARSLANOV) .....	85
32 - AZOTE (par E. ARSLANOV) .....	89
33 - PHOSPHORE (par E. ARSLANOV) .....	92
34 - CARBONE (par E. ARSLANOV) .....	93
35 - SILICIUM (par E. ARSLANOV) .....	96

CHIMIE ORGANOQUE (par T. TATACHINA)

36 - Alcane .....	97
37 - Alcène .....	99
38 - Alcyne .....	100
39 - Alcool .....	102
40 - Aldéhydes et cétones .....	104
41 - Acides - Esters .....	105
42 - Benzène - Phénol .....	108
43 - Glucides - Fonctions azotées .....	110

## BIBLIOGRAPHIE

1. S. VASSUTCHENKO "Problèmes et exercices de chimie"  
Moscou, 1965 (en russe)
2. I. GOLDFARB,  
I. SMORGONSKI "Problèmes et exercices de chimie"  
Moscou, 1964 (en russe)
3. N. GLINEA "Problèmes et exercices de chimie  
générale" (en russe)  
M.-L., 1965
4. P. PROTASSOV,  
I. CITOVITCH "Méthodes della résolution des  
problèmes de chimie" (en russe)  
Moscou, 1964
5. R. FAUCHER "Chimie", classe de seconde  
classe de première  
Hatier, 1964, Paris
6. I. CESSAC,  
G. TREHERNE "Chimie", classe de seconde  
classe de première  
Edition Fernand Nathan, 1961, Paris
7. I. LIFERMANN "Chimie", classe de seconde  
Istra, Paris, 1959
8. M. EURIN,  
H. GUIMIOT "Chimie", classe de mathématiques  
et de sciences expéri-  
mentales.  
Hachette, Paris, 1959
9. G. GUINIER,  
R. GUIMBAL Guides pratiques Bordas  
"Chimie", (classe de math. et sc.)  
Bordas, Paris, 1965
10. C. CHAUSSIN,  
G. HILLY "Chimie" (Préparation au Baccalau-  
réat, math. et tech.)  
Dunod, Paris, 1964
11. P. ARNAUD "Cours de Chimie organique",  
Gauthier-Villars, Paris, 1964

Cette brochure, imprimée dans les ateliers du Centre Africain des Hydrocarbures et du Textile, est réservée exclusivement aux Etudiants du Centre. Elle ne peut être ni vendue, ni échangée.

LES CALCULS D'APRES LES FORMULES  
CHIMIQUES.

I - CALCUL DE LA MASSE MOLECULAIRE D'UN CORPS.

Exemple : Calculer la masse moléculaire du gaz carbonique CO<sub>2</sub>.

La masse moléculaire d'un corps est égale à la somme des masses atomiques des éléments qui constituent la molécule.

La molécule du gaz carbonique se compose d'un atome de carbone (masse atomique - 12) et de 2 atomes d'oxygène (masse atomique - 16).

La masse moléculaire du gaz carbonique est égale à :

$$M_{\text{CO}_2} = (12 \times 1) + (16 \times 2) = 44$$

Remarque : Les masses atomiques des éléments doivent être arrondies jusqu'aux nombres entiers (à l'exception du chlore, dont la masse atomique est égale à 35,5).

II - CALCUL DU POURCENTAGE D'UN ELEMENT CHIMIQUE DANS UNE COMBINAISON CHIMIQUE.

Le pourcentage d'un élément dans une combinaison chimique est la quantité pondérale d'un élément contenu dans 100 parties pondérales d'une combinaison chimique.

Exemple : Calculer le pourcentage du fer dans l'oxyde magnétique Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.

Masse moléculaire de l'oxyde magnétique :

$$M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = (56 \times 3) + (16 \times 4) = 232$$

Une mole de Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> = 232 g.

Une mole de Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> contient 3 atomegrammes de Fe (3 x 56 = 168 g).

232 g de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ——— 168 g de Fe

100 g de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ——— X g de Fe

d'après une règle de trois :

$$x = \frac{100 \times 168}{232} = 72,4 \%$$

Réponse : L'oxyde magnétique contient 72,4% du fer.

### III - CALCUL DE LA COMPOSITION CENTEMASSES D'UNE COMBINAISON CHIMIQUE.

Exemple : Calculer la composition en masses de la soude NaOH.  
(Calculer la composition en masses, c'est-à-dire, calculer le pourcentage de chacun des éléments qui constituent une combinaison chimique).

Masse moléculaire de la soude :

$$M_{\text{NaOH}} = (23 \times 1) + (16 \times 1) + (1 \times 1) = 40$$

Une mole de NaOH = 40 g.

Une mole de soude contient 1 atome-gramme de Na (23 g).

40 g de NaOH ——— 23 g de Na

100 g de NaOH ——— X g de Na

$$x = \frac{100 \times 23}{40} = 57,5\% \text{ de Na}$$

Une mole de soude contient 1 atome-gramme d'oxygène (16 g)

40 g de NaOH ——— 16 g d'oxygène

100 g de NaOH ——— X g d'oxygène

$$x = \frac{100 \times 16}{40} = 40\% \text{ d'oxygène}$$

Une mole de soude contient 1 atome-gramme d'hydrogène (1 g)

40 g de NaOH ——— 1 g d'hydrogène

100 g de NaOH ——— X g d'hydrogène

$$x = \frac{100 \times 1}{40} = 2,5\% \text{ d'hydrogène}$$

Total : 57,5% + 40% + 2,5% = 100%

Réponse : La soude contient 57,5% de sodium, 40% d'oxygène et 2,5% d'hydrogène.

IV - CALCUL DE LA MASSE D'UN CORPS CONTENANT LA MASSE DETERMINEE D'UN ELEMENT CHIMIQUE.

Exemple : Calculer la masse d'oxyde de magnésium MgO qui contient 6 g de magnésium.

Masse moléculaire d'oxyde de magnésium :

$$M_{\text{MgO}} = (24 \times 1) + (16 \times 1) = 40$$

Une mole de MgO = 40 g

Une mole d'oxyde de magnésium contient 1 atome-gramme de magnésium (24 g)

40 g de MgO ——— 24 g de Mg

X g de MgO ——— 6 g de Mg

$$X = \frac{40 \times 6}{24} = 10 \text{ g de MgO}$$

Réponse : 6 g de magnésium se trouvent dans 10 g d'oxyde de magnésium.

V - CALCUL DE LA MASSE D'UN ELEMENT CHIMIQUE CONTENUE DANS UNE MASSE DETERMINEE D'UN CORPS.

Exemple : Calculer la masse de calcium contenue dans 148 g d'hydroxyde de calcium Ca(OH)<sub>2</sub>.

Masse moléculaire d'hydroxyde de calcium :

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = (40 \times 1) + (16 \times 2) + (1 \times 2) = 74$$

Une mole d'hydroxyde de calcium Ca(OH)<sub>2</sub> = 74 g.

Une mole de Ca(OH)<sub>2</sub> contient 1 atome-gramme de calcium (40 g).

74 g de Ca(OH)<sub>2</sub> ——— 40 g de Ca

148 g de Ca(OH)<sub>2</sub> ——— X g de Ca

$$X = \frac{148 \times 40}{74} = 80 \text{ g de Ca}$$

Réponse : Dans 148 g d'hydroxyde de calcium se trouvent 80 g de calcium.

LE NOMBRE D'AVOGADRO - VOLUME MOLAIRE  
- DENSITE DES GAZ.

I - CALCUL DU NOMBRE DE MOLECULES CONTENUES DANS LA MASSE  
DETERMINEE D'UN CORPS.

Exemple : Calculer le nombre de molécules contenues dans  
34 g d'ammoniac  $\text{NH}_3$ .

Une mole d'une espèce chimique renferme  $6,02 \cdot 10^{23}$   
molécules (nombre d'Avogadro).

Masse moléculaire de l'ammoniac :

$$M_{\text{NH}_3} = (14 \times 1) + (1 \times 3) = 17$$

Une mole de  $\text{NH}_3 = 17 \text{ g}$ .

Donc :

1 mole de  $\text{NH}_3$  contient  $6,02 \times 10^{23}$  molécules.

17 g de  $\text{NH}_3$  —  $6,02 \times 10^{23}$  molécules

34 g de  $\text{NH}_3$  — X molécules

$$X = \frac{34 \times 6,02 \times 10^{23}}{17} = 12,04 \times 10^{23} \text{ molécules}$$

Réponse : 34 g d'ammoniac contiennent  $12,04 \times 10^{23}$  molécules.

II - CALCUL DU NOMBRE DE MOLECULES CONTENUES DANS LE VOLUME  
DETERMINE D'UN GAZ.

D'après la loi d'Avogadro-Ampère, les moles de tous les  
corps gazeux, prises dans les mêmes conditions, occupent le  
même volume. Dans les conditions dites normales (température :  
 $0^\circ\text{C}$ ; pression : 76 centimètres de mercure) ce volume, nommé  
volume molaire, est très voisin de 22,4 l.

Exemple : Calculer le nombre de molécules contenues dans  
11,2 l de gaz quelconque.

Une mole de n'importe quel gaz contient  $6,02 \times 10^{23}$  molécules (nombre d'Avogadro). Volume molaire = 22,4 l (dans les conditions normales).

Donc :

22,4 l de gaz renferme  $6,02 \times 10^{23}$  molécules

11,2 l de gaz renferme X molécules.

$$X = \frac{11,2 \times 6,02 \times 10^{23}}{22,4} = 3,01 \times 10^{23} \text{ molécules.}$$

Réponse : 11,2 l de gaz quelconque contiennent  $3,01 \times 10^{23}$  molécules.

### III - CALCUL DU VOLUME OCCUPE PAR LA MASSE DETERMINEE D'UN GAZ.

Exemple : Calculer le volume occupé par 32 g du méthane  $\text{CH}_4$  dans les conditions normales.

Dans les conditions normales ( $0^\circ\text{C}$ ; 76 cm de mercure) 1 mole de n'importe quel gaz occupe le volume 22,4 l.

Masse moléculaire du méthane :

$$M_{\text{CH}_4} = (12 \times 1) + (1 \times 4) = 16$$

1 mole de  $\text{CH}_4 = 16 \text{ g.}$

1 mole de  $\text{CH}_4$  occupe le volume 22,4 l .

16 g de  $\text{CH}_4$  ——— 22,4 l

32 g de  $\text{CH}_4$  ——— X l

$$X = \frac{32 \times 22,4}{16} = 44,8 \text{ l}$$

Réponse : Dans les conditions normales (volume molaire = 22,4 l) 32 g de méthane  $\text{CH}_4$  occupent le volume 44,8 l.

### IV - CALCUL DE LA MASSE D'UN CERTAIN VOLUME DE GAZ.

Exemple : Calculer la masse d'un litre d'oxygène (dans les conditions normales (volume molaire = 22,4 l)).

Une mole d'oxygène occupe le volume 22,4 l.

Masse moléculaire d'oxygène :

$$M_{\text{O}_2} = 16 \times 2 = 32$$

Une mole de  $\text{O}_2 = 32 \text{ g}$

Donc :

$$32 \text{ g de } O_2 \text{ — } 22,4 \text{ l}$$

$$X \text{ g de } O_2 \text{ — } 1 \text{ l}$$

$$x = \frac{32 \times 1}{22,4} = 1,43 \text{ g}$$

Réponse : 1 litre d'oxygène pèse 1,43 g.

V - CALCUL DE LA DENSITE D'UN GAZ QUELCONQUE PAR RAPPORT A L'AIR ET L'HYDROGENE.

La densité d'un gaz est le rapport entre la masse d'un certain volume de ce gaz et la masse du même volume d'un autre gaz ou de l'air, pris à la même température et sous la même pression. Soit :

$$d = \frac{M_{\text{gaz}}}{M'_{\text{gaz}}} \quad \text{ou} \quad d = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}}$$

Si l'on choisit le volume 22,4 l (0°C; 76 cm de mercure), M' et M sont les masses moléculaires des gaz.

Donc :

$$d_{H_2} = \frac{M_{\text{gaz}}}{2} \quad \text{où } 2 \text{ - masse moléculaire d'hydrogène}$$

$$d_{\text{air}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29} \quad \text{où } 29 \text{ - masse de 22,4 l d'air soit : } 1,293 \times 22,4 \text{ g}$$

Exemple : Calculer la densité du chlore par rapport à l'air et l'hydrogène.

Masse moléculaire du chlore :

$$M_{Cl_2} = 35,5 \times 2 = 71$$

La densité d'un gaz par rapport à l'air :

$$d_{\text{air}} = \frac{M}{29} \quad \text{où } M \text{ - masse moléculaire d'un gaz considéré}$$

Pour le chlore :

$$d_{\text{air}} = \frac{71}{29} = 2,45$$

La densité par rapport à l'hydrogène :

$$d_{H_2} = \frac{M}{2} \quad \text{où } M \text{ - masse moléculaire du gaz}$$

2 - masse moléculaire de l'hydrogène

Pour le chlore :

$$d_{H_2} = \frac{71}{2} = 35,5$$

Réponse : Le chlore est 2,45 fois plus dense que l'air et 35,5 fois plus dense que l'hydrogène.

VI - CALCUL DE LA MASSE MOLECULAIRE D'UN GAZ EN CONNAISSANT SA DENSITE PAR RAPPORT A L'AIR OU L'HYDROGENE.

Exemple : Calculer la masse moléculaire d'un gaz dont la densité par rapport à l'air est égale à 1,517.

La densité d'un gaz par rapport à l'air :

$$d_{air} = \frac{M}{29} \quad \text{où } M \text{ - masse moléculaire du gaz considéré}$$

Alors :

$$M = d_{air} \times 29$$

La masse moléculaire du gaz considéré :

$$M = 1,517 \times 29 = 44$$

Réponse : La masse moléculaire du gaz considéré ( $d_{air} = 1,517$ ) est égale à 44.

CALCULS D'APRES LES EQUATIONS DES REACTIONS CHIMIQUES.

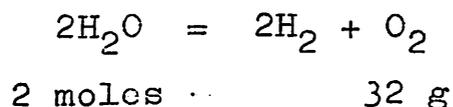
Pour résoudre les problèmes de ce type, il est indispensable de tenir compte de la marche à suivre ci-après :

- 1°) se représenter l'expérience à l'aide des symboles et des formules;
- 2°) équilibrer l'équation chimique;
- 3°) souligner dans l'équation chimique les corps qu'il faut utiliser pour la résolution de ce problème;
- 4°) traduire "en masses et volumes";
- 5°) terminer le calcul par une règle de trois.

I - CALCUL DE LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LA QUANTITE D'UN REACTIF (EN MOLES).

Exemple : Calculer la masse d'oxygène obtenue par la décomposition de 3 moles d'eau.

L'équation de cette réaction :



2 moles d'eau se décomposent en donnant 32 g d'oxygène.



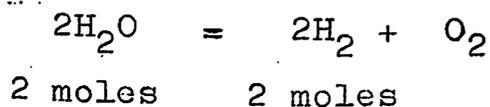
$$X = \frac{3 \times 32}{2} = 48 \text{ g d'oxygène}$$

Réponse : 48 g d'oxygène sont obtenus à partir de 3 moles d'eau.

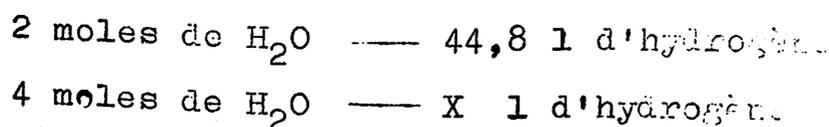
II - CALCUL DU VOLUME D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LA QUANTITE D'UN REACTIF (EN MOLES).

Exemple : Calculer le volume d'hydrogène obtenu par la décomposition de 4 moles d'eau (volume molaire = 22,4 l).

L'équation de cette réaction :



2 moles d'eau se décomposent en donnant 2 moles (44,8 l) d'hydrogène.



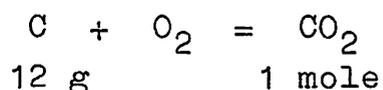
$$X = \frac{4 \times 44,8}{2} = 89,6 \text{ l d'hydrogène}$$

Réponse : On obtient 89,6 l d'hydrogène par la décomposition de 4 moles d'eau.

III - CALCUL DE LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
(EN MOLES) EN SACHANT LA MASSE D'UN REACTIF.

Exemple : Calculer le nombre de moles du gaz carbonique  $\text{CO}_2$  obtenus par la combustion de 24 g de carbone.

L'équation de cette réaction :



1 atome-gramme de carbone (12 g) brûle en donnant 1 mole de gaz carbonique.

12 g de carbone — 1 mole de  $\text{CO}_2$

24 g de carbone — X moles de  $\text{CO}_2$

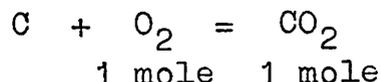
$$X = \frac{24 \times 1}{12} = 2 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Réponse : Par la combustion de 24 g de carbone, on obtient 2 moles de gaz carbonique.

IV - CALCUL DE LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
(EN MOLES) SACHANT LE VOLUME D'UN REACTIF.

Exemple : Calculer le nombre de moles de gaz carbonique obtenus par la combustion du carbone dans 11,2 l d'oxygène (volume molaire = 22,4 l).

L'équation de la réaction :



1 mole d'oxygène (22,4 l) correspond à 1 mole de gaz carbonique.

22,4 l d'oxygène — 1 mole de  $\text{CO}_2$

11,2 l d'oxygène — X mole de  $\text{CO}_2$

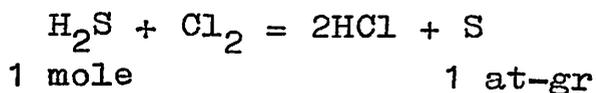
$$X = \frac{11,2 \times 1}{22,4} = 0,5 \text{ mole de } \text{CO}_2$$

Réponse : Par la combustion du carbone dans 11,2 l d'oxygène on obtient 0,5 mole de gaz carbonique.

V - CALCUL DE LA MASSE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LE VOLUME D'UN REACTIF.

Exemple : On détruit 11,2 l de sulfure d'hydrogène (H<sub>2</sub>S)  
par le chlore.  
Quelle est la masse du soufre libéré ?  
(volume molaire = 22,4 l)

L'équation de la réaction :



1 mole de sulfure d'hydrogène libérée (22,4 l) correspond  
à 1 atome-gramme de soufre (32 g).

22,4 l de H<sub>2</sub>S — 32 g de soufre

11,2 l de H<sub>2</sub>S — X g de soufre

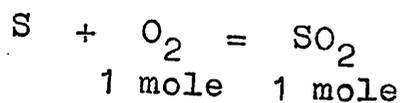
$$X = \frac{11,2 \times 32}{22,4} = 16 \text{ g de soufre}$$

Réponse : La masse du soufre libéré est égale à 16 g.

VI - CALCUL DU VOLUME D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LE VOLUME D'UN REACTIF.

Exemple : Calculer le volume du gaz sulfureux (SO<sub>2</sub>) obtenu  
par la combustion du soufre dans 12 l d'oxygène.  
(volume molaire = 24 l)

L'équation de la réaction :



1 mole d'oxygène (24 l) correspond à 1 mole du gaz  
sulfureux (24 l).

24 l d'oxygène — 24 l de SO<sub>2</sub>

12 l d'oxygène — X l de SO<sub>2</sub>

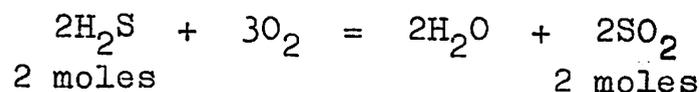
$$X = \frac{12 \times 24}{24} = 12 \text{ l de SO}_2$$

Réponse : La combustion du soufre dans 12 l d'oxygène  
donne 12 l de gaz sulfureux.

VII - CALCUL DU VOLUME D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LA MASSE D'UN REACTIF.

Exemple : Calculer le volume du gaz sulfureux ( $\text{SO}_2$ ) obtenu par la combustion complète de 17 g de sulfure d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{S}$ ). Volume molaire = 24 l.

L'équation de cette réaction :



La combustion de 2 moles de  $\text{H}_2\text{S}$  (68 g) correspond à la formation de 2 moles de  $\text{SO}_2$  (48 l).

$$68 \text{ g de } \text{H}_2\text{S} \quad \text{---} \quad 48 \text{ l de } \text{SO}_2$$

$$17 \text{ g de } \text{H}_2\text{S} \quad \text{---} \quad X \text{ l de } \text{SO}_2$$

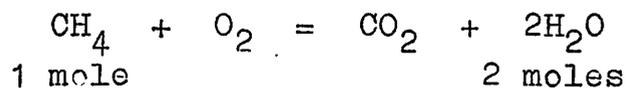
$$X = \frac{17 \times 48}{68} = 12 \text{ l de } \text{SO}_2$$

Réponse : On obtient 12 l de gaz sulfureux par la combustion complète de 17 g de sulfure d'hydrogène.

VIII - CALCUL DE LA MASSE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LA MASSE D'UN REACTIF.

Exemple : Calculer la masse de l'eau obtenue par la combustion complète de 32 g de méthane ( $\text{CH}_4$ ).

L'équation de la réaction :



1 mole de  $\text{CH}_4$  (16 g) correspond à 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  (36 g).

$$16 \text{ g de } \text{CH}_4 \quad \text{---} \quad 36 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

$$32 \text{ g de } \text{CH}_4 \quad \text{---} \quad X \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

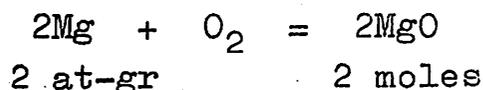
$$X = \frac{32 \times 36}{16} = 72 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

Réponse : On obtient 72 g d'eau par la combustion complète de 32 g de méthane.

IX - CALCUL DE LA MASSE D'UN REACTIF NECESSAIRE POUR LA PREPARATION DE LA MASSE DETERMINEE DU PRODUIT D'UNE REACTION.

Exemple : Calculer la masse de magnésium nécessaire pour préparer 40 g d'oxyde de magnésium (MgO).

L'équation de cette réaction :



On prépare 2 moles d'oxyde de magnésium (80 g) à partir de 2 at-gr de Mg (48 g).

48 g de Mg — 80 g de MgO

X g de Mg — 40 g de MgO

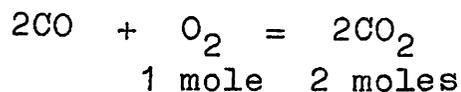
$$X = \frac{48 \times 40}{80} = 24 \text{ g de Mg}$$

Réponse : On prépare 40 g d'oxyde de magnésium à partir de 24 g de magnésium.

X - CALCUL DE LA MASSE D'UN REACTIF NECESSAIRE POUR OBTENIR LE VOLUME DETERMINE DU PRODUIT D'UNE REACTION.

Exemple : Calculer la masse d'oxygène nécessaire pour obtenir 12 l de gaz carbonique (CO<sub>2</sub>) par la combustion du monoxyde de carbone (CO). (volume molaire = 24 l).

L'équation de cette réaction :



1 mole d'oxygène (32 g) est nécessaire pour obtenir 2 moles de gaz carbonique (48 l).

32 g de O<sub>2</sub> — 48 l de CO<sub>2</sub>

X g de O<sub>2</sub> — 24 l de CO<sub>2</sub>

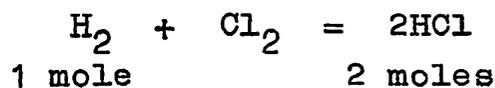
$$X = \frac{32 \times 24}{48} = 16 \text{ g d'oxygène}$$

Réponse : On utilise 16 g d'oxygène pour la préparation de 12 l de gaz carbonique.

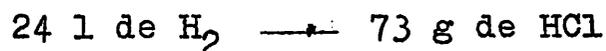
XI - CALCUL DU VOLUME D'UN REACTIF NECESSAIRE POUR OBTENIR LA MASSE DETERMINEE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION.

Exemple : Quel volume d'hydrogène peut-on faire brûler dans le chlore pour préparer 36,5 g de gaz chlorhydrique ? (volume molaire = 24 l)

L'équation de cette réaction :



On fait brûler 1 mole d'hydrogène (24 l) pour préparer 2 moles de gaz chlorhydrique (73 g).



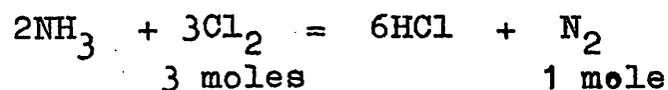
$$x = \frac{24 \times 36,5}{73} = 12 \text{ l de H}_2$$

Réponse : Il faut faire brûler 12 l d'hydrogène pour obtenir 36,5 g de gaz chlorhydrique.

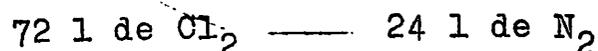
XII - CALCUL DU VOLUME D'UN REACTIF NECESSAIRE POUR OBTENIR LE VOLUME DETERMINE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION.

Exemple : Calculer le volume de chlore nécessaire pour obtenir 48 l d'azote (N<sub>2</sub>) par l'action de l'ammoniac (NH<sub>3</sub>) sur le chlore. (volume molaire = 24 l).

L'équation de cette réaction :



L'action de 3 moles de chlore (72 l) correspond à la formation d'une mole d'azote (24 l).



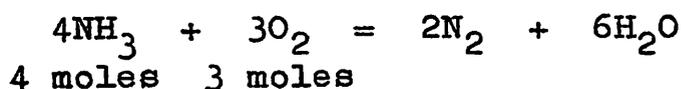
$$x = \frac{72 \times 48}{24} = 144 \text{ l de Cl}_2$$

Réponse : On obtient 48 l d'azote par action de 144 l de chlore sur l'ammoniac.

XIII - CALCUL DE LA QUANTITE D'UN REACTIF SACHANT  
LA QUANTITE D'UN AUTRE REACTIF.

Exemple : Calculer le volume d'oxygène nécessaire pour la combustion de 17 g d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ). Volume molaire = 24 l.

L'équation de cette réaction :



On utilise 3 moles d'oxygène (72 l) pour l'oxydation de 4 moles d'ammoniac (68 g).

68 g de  $\text{NH}_3$  ——— 72 l d'oxygène

17 g de  $\text{NH}_3$  ——— X l d'oxygène

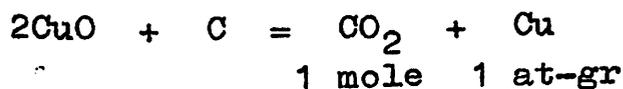
$$X = \frac{17 \times 72}{68} = 18 \text{ l d'oxygène}$$

Réponse : 18 l d'oxygène sont nécessaires pour l'oxydation de 17 g d'ammoniac.

XIV - CALCUL DE LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LA QUANTITE D'UN AUTRE PRODUIT.

Exemple : La réduction d'une certaine masse d'oxyde cuivrique ( $\text{CuO}$ ) par le carbone a fourni 11,2 l de gaz carbonique ( $\text{CO}_2$ ). Calculer la masse du cuivre obtenu. Volume molaire = 22,4 l.

L'équation de cette réaction :



1 mole de  $\text{CO}_2$  (22,4 l) correspond à 1 at-gr de cuivre (64 g).

22,4 l de  $\text{CO}_2$  ——— 64 g de Cu

11,2 l de  $\text{CO}_2$  ——— X g de Cu

$$X = \frac{11,2 \times 64}{22,4} = 32 \text{ g de Cu}$$

Réponse : La masse du cuivre obtenu est égale à 32 g.

XV. CALCUL DE LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LA QUANTITE D'UN REACTIF IMPUR.

Exemple : Quelle masse d'oxyde de calcium et quel volume de gaz carbonique peut-on obtenir par la décomposition thermique de 20 kg de calcaire contenant 80% de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) ?

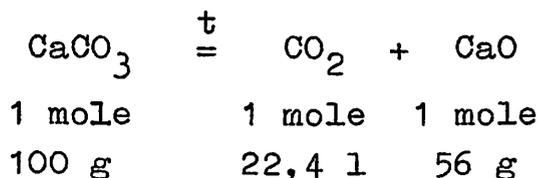
On calcule d'abord la masse de carbonate de calcium contenu dans 20 kg de calcaire contenant 80% de  $\text{CaCO}_3$ .

100 kg de calcaire — 80 kg de  $\text{CaCO}_3$  pur

20 kg de calcaire — X kg de  $\text{CaCO}_3$  pur

$$X = \frac{20 \times 80}{100} = 16 \text{ kg de } \text{CaCO}_3 \text{ pur}$$

L'équation de la réaction de décomposition thermique du calcaire :



1 mole de  $\text{CaCO}_3$  (100 g) se décompose en donnant 1 mole d'oxyde de calcium (56 g)

100 g de  $\text{CaCO}_3$  — 56 g de CaO

16000 g de  $\text{CaCO}_3$  — X g de CaO

$$X = \frac{16000 \times 56}{100} = 8960 \text{ g de CaO} = 8,96 \text{ kg de CaO}$$

1 mole de  $\text{CaCO}_3$  (100 g) se décompose en donnant 1 mole de gaz carbonique (22,4 l)

100 g de  $\text{CaCO}_3$  — 22,4 l de  $\text{CO}_2$

16000 g de  $\text{CaCO}_3$  — X l de  $\text{CO}_2$

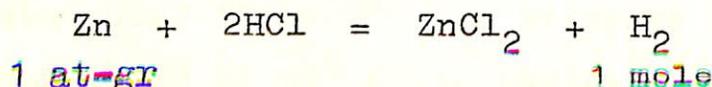
$$\begin{aligned} X &= \frac{16000 \times 22,4}{100} = 3584 \text{ l de } \text{CO}_2 = \\ &= 3,584 \text{ m}^3 \text{ de } \text{CO}_2 \end{aligned}$$

Réponse : On obtient 8,96 kg de CaO et 3584 l de gaz carbonique par la décomposition thermique de 20 kg de calcaire contenant 80% de  $\text{CaCO}_3$  pur.

XVI - CALCUL DU DEGRE DE PURETE D'UN REACTIF, SACHANT LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION.

Exemple : On attaque 140 g de grenaille de zinc par l'acide chlorhydrique dilué jusqu'à cessation de la réaction. Sachant que le volume du gaz dégagé est 48 l (volume molaire = 24 l), calculer le pourcentage de zinc pur contenu dans la grenaille.

L'équation de la réaction :



On calcule d'abord la masse de zinc pur qu'il faut utiliser pour obtenir 48 l de gaz H<sub>2</sub>.

D'après l'équation de la réaction, 1 atome-gramme de zinc (65 g) correspond à 1 mole d'hydrogène (24 l).

65 g de Zn ——— 24 l d'hydrogène  
X g de Zn ——— 48 l d'hydrogène

$$X = \frac{65 \times 48}{24} = 130 \text{ g de Zn}$$

Donc, pour obtenir 48 l d'hydrogène, il faut utiliser 130 g de zinc pur.

En pratique, la masse de grenaille de zinc est égale à 140 g.

Maintenant on calcule le pourcentage de zinc pur contenu dans la grenaille.

140 g de grenaille ——— 100%  
130 g de zinc pur ——— X %

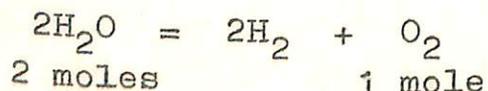
$$X = \frac{130 \times 100}{140} = 93,5\%$$

Réponse : Le pourcentage de zinc pur dans la grenaille est égal à 93,5%.

XVII - CALCUL DU RENDEMENT D'UN PRODUIT D'UNE REACTION.

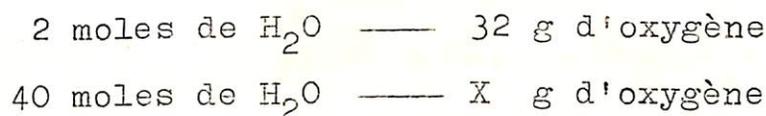
Exemple : On a obtenu 620 g d'oxygène par électrolyse de 40 moles de H<sub>2</sub>O. Calculer le rendement de la réaction.

L'équation de la réaction :



La décomposition de 2 moles de  $H_2O$  provoque la formation d'une mole d'oxygène (32 g).

a) D'abord, on calcule la masse d'oxygène qui se forme si le rendement de la réaction est à 100%.



$$X = \frac{40 \times 32}{2} = 640 \text{ g d'oxygène}$$

b) En réalité, la masse d'oxygène formé est égale à 620 g.

Ensuite, on calcule le rendement de la réaction.



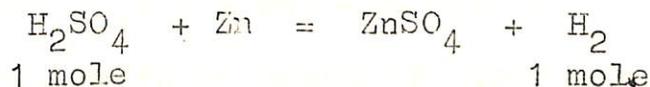
$$Y = \frac{620 \times 100}{640} = 96,88\%$$

Réponse : Le rendement de cette réaction est égal à 96,88%.

XVIII - CALCUL DE LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION  
SACHANT LA QUANTITE D'UN REACTIF ET LE RENDEMENT DE  
LA REACTION.

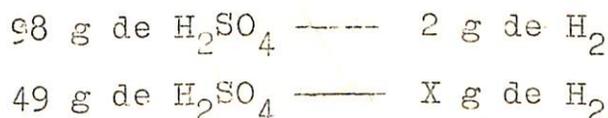
Exemple : Déterminer la masse d'hydrogène qu'on peut obtenir par action de 49 g d'acide sulfurique dilué sur la quantité suffisante de zinc, si le rendement de la réaction est égal à 94%.

L'équation de la réaction :



L'action d'une mole de  $H_2SO_4$  (98 g) sur le zinc correspond à la formation d'une mole d'hydrogène (2 g).

a) D'abord, on calcule la masse d'hydrogène qui se forme au cours de la réaction.



$$X = \frac{49 \times 2}{98} = 1 \text{ g de } H_2$$

b) Ensuite, on calcule la masse d'hydrogène obtenu au cours de cette réaction, si le rendement est égal à 94%.

$$1 \text{ g de H}_2 \text{ ——— } 100\%$$

$$Y \text{ g de H}_2 \text{ ——— } 94\%$$

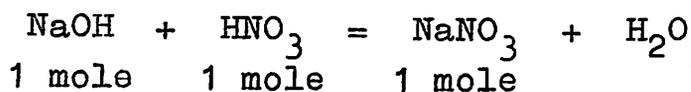
$$Y = \frac{1 \times 94}{100} = 0,94 \text{ g de H}_2$$

Réponse : On obtient 0,94 g d'hydrogène.

XIX - CALCUL DE LA QUANTITE D'UN PRODUIT D'UNE REACTION,  
SACHANT LES QUANTITES DES REACTIFS DONT L'UN EST EN EXCES.

Exemple : Calculer la masse de nitrate de sodium qu'on obtient par action de 130 g d'acide nitrique (HNO<sub>3</sub>) sur une solution contenant 80 g de soude (NaOH).

L'équation de cette réaction :



D'après l'équation 1 mole de NaOH (40 g) correspond à 1 mole de HNO<sub>3</sub> (63 g).

a) D'abord, on calcule la masse de HNO<sub>3</sub> nécessaire pour la neutralisation complète de 80 g de soude.

$$40 \text{ g de NaOH ——— } 63 \text{ g de HNO}_3$$

$$80 \text{ g de NaOH ——— } X \text{ g de HNO}_3$$

$$X = \frac{80 \times 63}{40} = 126 \text{ g de HNO}_3$$

Donc, 4 g de HNO<sub>3</sub> (130 g - 126 g = 4 g) restent en excès.

b) Ensuite, on calcule la masse de nitrate de sodium NaNO<sub>3</sub> qui se forme par action de 80 g de NaOH sur la quantité suffisante de HNO<sub>3</sub>.

D'après l'équation de la réaction, 1 mole de NaOH (40 g) correspond à la formation d'une mole de NaNO<sub>3</sub> (85 g). Donc :

$$40 \text{ g de NaOH ——— } 85 \text{ g de NaNO}_3$$

$$80 \text{ g de NaOH ——— } Y \text{ g de NaNO}_3$$

$$Y = \frac{80 \times 85}{40} = 170 \text{ g de NaNO}_3$$

Réponse : On obtient 170 g de NaNO<sub>3</sub> par action de la solution contenant 80 g de la soude sur 130 g d'acide nitrique. 4 g de HNO<sub>3</sub> reste en excès.

Remarque : On voit que la soude ne peut pas être en excès, car la neutralisation de toute la masse donnée d'acide nitrique (130 g) exige une masse de soude supérieure à celle de la soude utilisée :

63 g de  $\text{HNO}_3$  exigent 40 g de NaOH

130 g de  $\text{HNO}_3$  exigent X g de NaOH

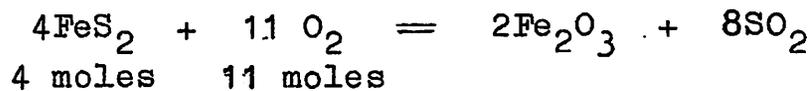
$$X = \frac{130 \times 40}{63} = 83 \text{ g de NaOH}$$

Donc, il manque 3 g de NaOH ( $83 \text{ g} - 80 \text{ g} = 3 \text{ g}$ ).

XX - CALCUL DU VOLUME D'AIR NECESSAIRE POUR LA COMBUSTION D'UNE CERTAINE QUANTITE D'UN REACTIF.

Exemple : Calculer le volume d'air théoriquement nécessaire pour griller complètement 2 tonnes de pyrite à 70% de  $\text{FeS}_2$ . Ce volume est supposé d'être mesuré dans des conditions normales; on admet que la composition de l'air peut s'exprimer par  $\text{O}_2 + 4\text{N}_2$ .

L'équation de la réaction :



a) D'abord, on calcule la masse de  $\text{FeS}_2$  pur contenu dans 2 tonnes de pyrite.

2000 kg — 100%

X kg — 70%

$$X = \frac{2000 \times 70}{100} = 1400 \text{ kg de } \text{FeS}_2 \text{ pur.}$$

b) D'après l'équation de la réaction pour la combustion de 4 moles de  $\text{FeS}_2$  (480 g) il faut prendre 11 moles d'oxygène (246,4 l). Donc :

480 g de  $\text{FeS}_2$  — 246,4 l d'oxygène

1400000 g de  $\text{FeS}_2$  — X l d'oxygène

$$X = \frac{1400000 \times 246,4}{480} = 714000 \text{ l d'oxygène}$$

$$= 714 \text{ m}^3 \text{ d'oxygène}$$

Alors, pour griller complètement 2 tonnes de pyrite à 70% de  $\text{FeS}_2$ , il faut utiliser 714 m<sup>3</sup> d'oxygène.

c) Maintenant on calcule le volume d'air nécessaire pour cette combustion. La composition de l'air s'exprime par  $O_2 + 4N_2$ . Donc, l'oxygène occupe  $1/5$  du volume d'air. Alors le volume de l'air nécessaire est 5 fois supérieur au volume d'oxygène :

$$514 \text{ m}^3 \times 5 = 2570 \text{ m}^3$$

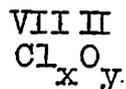
Réponse : On utilise  $2570 \text{ m}^3$  d'air pour griller complètement 2 tonnes de pyrite à 70% de  $FeS_2$ .

### VALENCE

#### I - DETERMINER LA FORMULE D'UNE COMBINAISON SACHANT LA VALENCE DE CHAQUE ELEMENT.

Exemple : Déterminer la formule d'une combinaison qui se compose de chlore, dont la valence est égale à 7 et d'oxygène, dont la valence est égale à 2.

On écrit :



où x - le nombre d'atomes de chlore

y - le nombre d'atomes d'oxygène

Ensuite on cherche p.p.c.m. pour les valences de chaque constituant.

$$\text{p.p.c.m. pour VII et II} = 14$$

Le nombre de valence de chaque constituant est égal à 14.

Pour déterminer le nombre d'atomes de chaque constituant, il faut diviser p.p.c.m. par la valence de l'élément correspondant. Donc :

Le nombre d'atomes du chlore :

$$x = \frac{14}{7} = 2$$

Le nombre d'atomes d'oxygène :

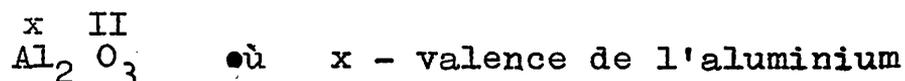
$$y = \frac{14}{2} = 7$$

Réponse : La formule d'une combinaison est donc  $Cl_2O_7$ .

II - DETERMINER LA VALENCE D'UN ELEMENT DANS LA COMBINAISON SACHANT LA FORMULE CHIMIQUE DE LA COMBINAISON ET LA VALENCE D'UN AUTRE ELEMENT.

Exemple : Déterminer la valence de l'aluminium dans la combinaison  $Al_2O_3$ . La valence d'oxygène est égale à 2.

On écrit :



On sait que le nombre de valence de chaque constituant dans une combinaison chimique est le même.

Remarque : Le nombre de valence est le produit de la multiplication du nombre d'atomes d'un élément par la valence de cet élément.

Pour l'oxygène le nombre de valence est égal à :

$$n = 3 \times II = 6$$

Donc, le nombre de valence de l'aluminium est égal à :

$$X \times 2 = 6$$

d'où

$$X = \frac{6}{2} = 3$$

Réponse : La valence de l'aluminium dans l'alumine  $Al_2O_3$  est égale à 3.

CONCENTRATION DES SOLUTIONS.

La concentration des solutions exprimée en % est égale au nombre de parties pondérales de corps dissous (solutés) contenues dans 100 parties pondérales de solution.

La masse de la solution est égale à la somme des masses du corps dissous (soluté) et du solvant (eau).

$$M_{\text{solution}} = M_{\text{eau}} + M_{\text{soluté}}$$

I - CALCUL DE LA CONCENTRATION DE LA SOLUTION EN %  
SACHANT LES MASSES DE SOLUTE ET D'EAU.

Exemple : Calculer la concentration en % de la solution obtenue par la dissolution de 80 g de sucre dans 160 g d'eau.

La masse de la solution :

$$M_{\text{solution}} = M_{\text{eau}} + M_{\text{soluté}}$$

$$M_{\text{solution}} = 80 \text{ g} + 160 \text{ g} = 240 \text{ g}$$

La concentration de la solution obtenue :

$$\text{Concentration (en \%)} = \frac{M_{\text{soluté}}}{M_{\text{solution}}} \times 100\%$$

Donc :

$$\text{Concentration (en \%)} = \frac{80}{240} \times 100\% = 33,3\%$$

Réponse : La concentration de la solution obtenue est égale à 33,3%.

II - CALCUL DE LA CONCENTRATION EN % DE LA SOLUTION  
SACHANT LES MASSES DE SOLUTE ET DE SOLUTION.

Exemple : 600 g de solution contiennent 30 g de soude dissoute. Calculer la concentration en % de cette solution.

$$C = \frac{M_{\text{soluté}}}{M_{\text{solution}}} \times 100\%$$

Donc, la concentration de cette solution :

$$C = \frac{30}{600} \times 100\% = 5\%$$

Réponse : La concentration de cette solution est égale à 5%.

\* 43 \*

III - CALCUL DES QUANTITES D'UN CORPS DISSOUS ET DU SOLVANT  
NECESSAIRES POUR PREPARER UNE QUANTITE DETERMINEE DE  
LA SOLUTION D'UNE CONCENTRATION DONNEE.

Exemple : Calculer les masses de sucre et d'eau nécessaires pour préparer 250 g de solution à 2,5%.

- a) On calcule d'abord la masse de soluté contenu dans 250 g de solution à 2,5%

$$M_{\text{soluté}} = \frac{M_{\text{solution}} \times C}{100\%}$$

d'où

$$M_{\text{soluté}} = \frac{250 \times 2,5}{100\%} = 6,25 \text{ g de sucre}$$

- b) On sait que :

$$M_{\text{solution}} = M_{\text{soluté}} + M_{\text{solvant}}$$

d'où

$$M_{\text{solvant}} = M_{\text{solution}} - M_{\text{soluté}}$$

Donc :

$$M_{\text{solvant}} = 250 \text{ g} - 6,25 \text{ g} = 243,75 \text{ g d'eau}$$

Réponse : On utilise 243,75 g d'eau et 6,25 g de sucre pour préparer 250 g de solution à 2,5%.

IV - CALCUL DE LA CONCENTRATION D'UNE SOLUTION OBTENUE PAR LA  
DILUTION D'UNE SOLUTION DE CONCENTRATION DONNEE.

Exemple : On a ajouté 600 g d'eau à 60 g de solution de potasse à 45%. Calculer la concentration de solution obtenue.

- a) On calcule d'abord la masse de soluté contenu dans 60 g de la solution à 45%

$$M_{\text{soluté}} = \frac{M_{\text{solution}} \times C}{100\%} = \frac{60 \text{ g} \times 45\%}{100\%} = 27 \text{ g}$$

- b) Ensuite, on calcule la masse totale de la solution obtenue

$$60 \text{ g} + 600 \text{ g} = 660 \text{ g}$$

- c) La concentration de la solution obtenue est donc égale à :

$$C = \frac{27}{660} \times 100\% = 4,1\%$$

Réponse : La concentration de la solution obtenue est égale à 4,1%.

V - CALCUL DE LA CONCENTRATION DE LA SOLUTION OBTENUE PAR LE MELANGE DE SOLUTIONS DU MÊME CORPS A DES CONCENTRATIONS DIFFERENTES.

Exemple : On a mélangé 300 g de solution d'acide chlorhydrique à 10% et 400 g de solution du même corps à 20%.  
Calculer la concentration de la solution obtenue.

- a) On calcule d'abord la masse de soluté dans la première solution :

$$M_{\text{soluté}} = \frac{M_{\text{solution}} \times C}{100\%} = \frac{300 \times 10}{100} = 30 \text{ g}$$

- b) Ensuite, on calcule la masse de soluté dans la deuxième solution :

$$M_{\text{soluté}} = \frac{M_{\text{solution}} \times C}{100\%} = \frac{400 \times 20}{100} = 80 \text{ g}$$

- c) La masse totale de soluté (acide chlorhydrique) dans la solution obtenue est égale à :

$$30 \text{ g} + 80 \text{ g} = 110 \text{ g}$$

- d) La masse totale de la solution obtenue :

$$300 \text{ g} + 400 \text{ g} = 700 \text{ g}$$

- e) La concentration de la solution obtenue :

$$C = \frac{M_{\text{soluté}}}{M_{\text{solution}}} \times 100\%$$

d'où

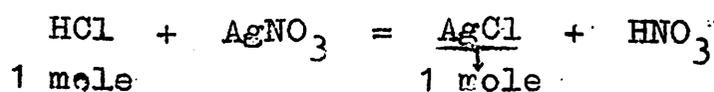
$$C = \frac{110}{700} \times 100\% = 15,7\%$$

Réponse : La concentration de la solution obtenue est égale à 15,7%.

VI - CALCUL DE LA QUANTITE DU PRODUIT D'UNE REACTION SACHANT LA QUANTITE D'UN REACTIF DE CONCENTRATION DONNEE.

Exemple : Dans 300 g de solution d'acide chlorhydrique à 15%, on verse une solution de nitrate d'argent en quantité suffisante pour faire disparaître tous les ions chlorurés de la solution acide.  
Calculer la masse du chlorure formé.

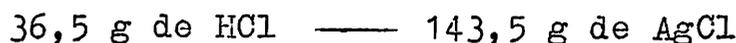
L'équation de la réaction :



- a) On calcule d'abord la masse d'acide pur contenu dans 300 g de la solution à 15% :

$$M_{\text{soluté}} = \frac{M_{\text{solution}} \times C}{100\%} = \frac{300 \times 15}{100\%} = 45 \text{ g}$$

- b) D'après l'équation, 1 mole d'acide chlorhydrique (36,5 g) correspond à 1 mole de chlorure d'argent (143,5 g). Donc :



$$X = \frac{45 \times 143,5}{36,5} = 177 \text{ g de AgCl}$$

Réponse : On obtient 177 g de chlorure d'argent.

### NOTATION MOLARITE (M).

La concentration d'un soluté est exprimée en nombre de molécules-grammes par litre de solution.

Une solution est dite monomolaire ( M ) si un litre de solution renferme 1 mole de soluté.

Par exemple, la solution  $\text{HNO}_3$  à 0,1 M est dite "décimolaire" car elle contient 0,1 mole de corps dissous dans un litre.

1 mole correspond à 63 g de  $\text{HNO}_3$

0,1 mole correspond à X g de  $\text{HNO}_3$

$$X = 63 \times 0,1 = 6,3 \text{ g de } \text{HNO}_3 \text{ pur}$$

Exemple : Quelle masse de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se trouve dans 2 l de solution à 2M ?

Solution : Une molécule-gramme de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est égale à 98 g.

Par conséquent, 1 litre de solution à 2M en renferme 2 MG, c.-à-d.  $98 \text{ g} \times 2 = 196 \text{ g}$ .

Pour trouver la quantité de l'acide pur dans 2 l on fait la proportion :

dans 1 l se trouvent 196 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

dans 2 l se trouvent X g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$X = \frac{2 \times 196 \text{ g}}{1 \text{ l}} = 392 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Exemple : 250 ml de solution contiennent 7 g de potasse.  
Quelle est la concentration molaire de cette solution ?

Solution : -

a) On calcule la masse de KOH, qui se trouve dans 1 l de solution :

250 ml de solution renferme 7 g de KOH

1000 ml de solution renferme X g de KOH

$$X = \frac{1000 \times 7 \text{ g}}{250} = 28 \text{ g de KOH}$$

b) On trouve la masse d'une molécule-gramme de KOH :

$$1 \text{ mole} = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g de KOH}$$

c) On détermine le nombre de moles qui se trouvent dans 28 g de KOH :

56 g de KOH correspondent à 1 mole

28 g de KOH correspondent à X moles.

$$X = \frac{28 \text{ g} \times 1 \text{ mole}}{56 \text{ g}} = 0,5 \text{ mole de KOH}$$

Par conséquent, cette solution à 0,5 N.

### VIII - NORMALITE.

La concentration d'un soluté est exprimée en nombre d'équivalents-grammes par litre de solution.

Une solution est dite mononormale (N), décimormale (0,1N), centinormale (0,01N), si un litre de solution renferme un équivalent, 0,1 équivalent, 0,01 équivalent de soluté.

Par exemple, la solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 0,1N est dite décimormale car elle contient 0,1 équivalent-gramme de corps dissous dans 1 litre.

1 équivalent-gramme — 49 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

0,1 équivalent-gramme — X g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$X = 49 \text{ g} \times 0,1 = 4,9 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La solution  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 0,1N renferme 4,9 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pur dans une litre de solution.

Exemple N°1 : Quelle masse de  $H_3PO_4$  est nécessaire pour préparer 2 litres de solution à 0,1N ?

Solution :

a) L'équivalent-gramme de  $H_3PO_4$  est égal à :

$$E = \frac{M}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ g}$$

b) 1 litre de solution à 0,1N renferme : 0,1 é-g de  $H_3PO_4$  c.-à-d.  $32,7 \times 0,1 = 3,27 \text{ g}$  de  $H_3PO_4$

c) On trouve la quantité d'acide pur nécessaire pour préparer 2 l de solution à 0,1N.  
La masse de l'acide est deux fois plus grande :  
 $3,27 \times 2 = 6,54 \text{ g}$  de  $H_3PO_4$ .

Exemple N°2 : 100 ml de solution contiennent 0,74 g de chaux éteinte. Quelle est la concentration normale de cette solution ?

Solution :

a) Quelle masse de  $Ca(OH)_2$  se trouve dans 1 l de solution ?

100 ml de solution renferment 0,74 g de  $Ca(OH)_2$

1000 ml de solution renferment X g de  $Ca(OH)_2$

$$X = \frac{1000 \times 0,74}{100} = 7,4 \text{ g de } Ca(OH)_2$$

b) Quelle est la masse d'un équivalent-gramme de  $Ca(OH)_2$

$$E = \frac{1 \text{ m-g } Ca(OH)_2}{\text{valence de Ca}} = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g}$$

c) Combien d'équivalents-grammes se trouvent dans 7 g de  $Ca(OH)_2$

37 g de  $Ca(OH)_2$  correspondent à 1 équivalent-gramme

7,4 g de  $Ca(OH)_2$  correspondent à X équivalent-grammes

$$X = \frac{7,4 \times 1}{37} = 0,2 \text{ (N)}$$

La solution de  $Ca(OH)_2$  à 0,2N.

PROBLEMES ET EXERCICES.

PHENOMENES PHYSIQUES ET CHIMIQUES.

- 1 - 1 Quelle est la nature des phénomènes (physiques ou chimiques) suivants : (expliquer votre réponse)
- 1) formation de la rouille sur des objets en fer
  - 2) formation du brouillard
  - 3) transformation du mercure liquide en mercure solide à la température de  $-39^{\circ}\text{C}$
  - 4) formation d'une pellicule verte sur les objets en cuivre
  - 5) formation d'une poudre noire pendant la trituration (pulvérisation) simultanée du mercure et du soufre
  - 6) transformation d'un morceau incolore de verre en poudre blanche par pulvérisation dans un mortier
  - 7) bouillonnement de l'eau
  - 8) combustion du soufre dans l'oxygène
  - 9) préparation de l'oxygène et de l'hydrogène par décomposition de l'eau
  - 10) dissolution du sucre dans l'eau
  - 11) luminosité du fil de la lampe électrique
  - 12) combustion d'une bougie
  - 13) formation de l'hydrogène à la suite de l'action de l'acide chlorhydrique sur le zinc
  - 14) liquéfaction d'un gaz
  - 15) fusion d'un métal
  - 16) distillation de l'eau
  - 17) combustion du bois

- 1 - 2 Donner des exemples de phénomènes physiques et chimiques.

MELANGES ET CORPS PURS

- 2 - 1 Indiquer lesquelles des substances suivantes sont des corps purs et lesquelles sont des mélanges :

- a) eau marine
- b) eau distillée
- c) air
- d) pétrole
- e) gaz carbonique
- f) lait
- g) calcaire
- h) granit
- i) alcool
- j) azote

- 2 - 2 Donner des exemples de mélanges et de corps purs.

2 - 3 Indiquer les mélanges homogènes et hétérogènes parmi les mélanges suivants :

- a) eau sucrée
- b) eau trouble
- c) air
- d) granit

2 - 4 Expliquer comment on peut séparer les constituants des mélanges suivants :

- a) sel de cuisine, sable et charbon de bois
- b) sable, sciure de bois et limaille de fer
- c) eau salée
- d) solution d'alcool dans l'eau (température d'ébullition de l'alcool est  $78^{\circ}\text{C}$ )
- e) pétrole lampant, sable et eau
- f) soufre en poudre et limaille de fer
- g) craie en poudre et sel de cuisine
- h) limaille de fer et limaille de cuivre

Indiquer les mélanges homogènes parmi ces mélanges.

2 - 5 Expliquer la différence entre un mélange et un corps pur.

2 - 6 Donner des exemples de mélanges homogènes et hétérogènes.

ATOMES ET MOLECULES ... ELEMENTS CHIMIQUES -  
CORPS SIMPLES ET CORPS COMPOSES.

- 3 - 1 Expliquer les phénomènes suivants du point de vue de la théorie atomo-moléculaire :
- diffusion des odeurs
  - évaporation des liquides
  - dilatation des corps à l'élévation de la température et leur contraction pendant le refroidissement
  - dissolution d'un corps solide dans l'eau
  - liquéfaction d'un gaz sous la pression.
- 3 - 2 Expliquer les phénomènes suivants du point de vue de la théorie atomo-moléculaire :
- fusion de la glace
  - dissolution du sel de cuisine dans l'eau
- 3 - 3 Expliquer, pourquoi le gaz, même plus lourd que l'air, ne reste pas dans un récipient ouvert.
- 3 - 4 Pourquoi le sel de cuisine et le sucre se dissolvent plus vite dans l'eau pendant l'agitation ?
- 3 - 5 A l'aide des symboles chimiques représenter :
- 2 atomes d'azote
  - une molécule d'azote
  - 3 molécules d'azote
  - 10 atomes d'hydrogène
  - 5 molécules d'hydrogène
- 3 - 6 Expliquer la différence entre les indications suivantes :
- $H_2$  et  $2H$
  - $6H$  et  $3H_2$
  - $10N$  et  $5N_2$
- 3 - 7 Expliquer ce qu'on représente à l'aide des indications suivantes :
- $S$ ;  $2Mg$ ;  $Hg$ ;  $Na$ ;  $H_2O$
  - $4H$ ;  $5Fe$ ;  $3N_2$ ;  $H_2$ ;  $FeS$
  - $3H_2O$ ;  $5H$ ;  $3O_2$ ;  $6CuO$

3 - 8 Lire les formules des corps suivants :

- a) chlorure de sodium - NaCl
- b) anhydride phosphorique -  $P_2O_5$
- c) sulfure de fer -  $FeS_5$
- d) oxyde de mercure - HgO
- e) azote -  $N_2$
- f) soude - NaOH
- g) chaux vive - CaO

3 - 9 Lire les formules des corps suivants :

- a) acide sulfureux -  $H_2SO_3$
- b) chaux éteinte -  $Ca(OH)_2$
- c) acide nitrique -  $HNO_3$
- d) oxyde magnétique -  $Fe_3O_4$
- e) sulfate de cuivre -  $CuSO_4$

3 - 10 Ecrire les formules des corps, sachant leur composition (la composition est indiquée entre parenthèses) :

- a) acide carbonique (2 atomes d'hydrogène, 1 atome de carbone, 3 atomes d'oxygène)
- b) baryte (1 atome de baryum, 2 atomes d'oxygène, 2 atomes d'hydrogène)
- c) pyrite (1 atome de fer et 2 atomes de soufre)

3 - 11 Indiquer les corps simples et composés parmi les corps suivants :

- a) potasse - KOH
- b) potassium - K
- c) calcaire -  $CaCO_3$
- d) azote -  $N_2$
- e) ozone -  $O_3$
- f) gaz carbonique -  $CO_2$
- g) silice -  $SiO_2$
- h) silicium - Si

3 - 12 Nommer les corps simples que vous connaissez et écrire leur formule à l'aide de symboles chimiques.

3 - 13 Donner des exemples de corps composés, dont les molécules sont constituées de deux éléments chimiques.

3 - 14 Pourquoi les animaux terrestres étouffent-ils dans l'eau, bien que sa composition comporte de l'oxygène ?

3 - 15 Dans lesquelles des phrases suivantes s'agit-il d'oxygène en tant que corps simple ?

- a) un poisson respire l'oxygène
- b) l'oxygène fait partie de l'eau
- c) l'oxygène fait partie de l'air
- d) la plupart des minerais contiennent de l'oxygène
- e) l'oxygène est peu soluble dans l'eau

3 - 16 Indiquer les corps simples et composés parmi les corps suivants :

$H_2O$ ;  $O_2$ ;  $O_3$ ;  $H_2SO_4$ ;  $N_2$ ; Fe; FeS;  $H_2$ ; Ag.

3 - 17 A l'aide des symboles et formules chimiques représenter :

- a) 2 atomes d'hydrogène
- b) 2 molécules d'hydrogène
- c) 3 atomes d'oxygène
- d) 1 molécule d'ozone
- e) 8 atomes de l'élément chlore
- f) 4 molécules de gaz chlore

3 - 18 Ecrire les formules des corps, sachant leur composition et indiquer les corps simples :

- a) la molécule d'un corps est composée de 3 atomes d'hydrogène, 1 atome de phosphore et 4 atomes d'oxygène
- b) la molécule d'un corps renferme deux atomes de fluor
- c) la molécule d'un corps contient 1 atome de potassium, 1 atome d'hydrogène, 1 atome de soufre et 4 atomes d'oxygène
- d) la molécule d'un corps contient 1 atome de magnésium, 1 atome de carbone et 3 atomes d'oxygène
- e) la molécule d'un corps contient deux atomes d'aluminium, 3 atomes de soufre et 12 atomes d'oxygène.

3 - 19 Calculer les masses moléculaires des corps suivants :

$CO_2$ ; CaO; NaOH;  $H_2SO_3$ .

3 - 20 Laquelle des molécules suivantes est la plus lourde et laquelle est la plus légère ?

$N_2$ ; CO;  $H_2O$ ;  $O_2$ ;  $Cl_2$ .

3 - 21 Tous les corps purs sont-ils des corps simples ?

Tous les corps simples sont-ils des corps purs ?

MASSE ATOMIQUE ET MASSE MOLECULAIRE - ATOME-GRAMME ET

MOLECULE -GRAMME - NOMBRE D'AVOGRADO - LOI D'AVOGRADO

DENSITE RELATIVE

4 - 1 Calculer les masses des atomes de carbone, de soufre et de plomb, sachant que les atomes-grammes de ces éléments valent :

C = 12 g; S = 32 g et Pb = 207 g.

4 - 2 Calculer les masses des moles représentées par les formules suivantes :

$P_2 O_5$  (anhydride phosphorique);  $C_6 H_6$  (benzène);

$C_{12} H_{22} O_{11}$  ( sucre ordinaire ); NaOH (soude);

$CaCO_3$  (carbonate de calcium).

4 - 3 De quels atomes est constituée la molécule de streptocide  $C_9 H O_2 N_2 S$  ?

Quelle est la masse moléculaire de streptocide ?

4 - 4 Quelle est la masse de :

- 1) 3 atomes-grammes de soufre;
- 2) 10 atomes-grammes d'hydrogène;
- 3) 2 atomes-grammes de fer;
- 4) 6 atomes-grammes d'azote;
- 5) 1 molécule-gramme d'oxygène
- 6) 5 molécules-grammes d'eau ?

4 - 5 Calculer le nombre d'atomes-grammes contenant :

- 1) dans 6 g d'hydrogène;
- 2) dans 160g d'oxygène;
- 3) dans 7 g d'azote;
- 4) dans 40 g de carbone ?

4 - 6 Combien de molécules-grammes se trouve dans :

- 1) 360 g d'eau ;
- 2) 16 g d'oxygène;
- 3) 140 g d'azote;
- 4) 710 g de chlore.

4 - 7 Quelle est la masse de :

- 1) 3 molécules-grammes d'hydrogène;
- 2) 5 molécules-grammes d'oxygène;
- 3) 6 molécules-grammes d'azote;
- 4) 3 molécules-grammes d'eau;
- 5) 0,25 molécules-grammes d'oxygène;
- 6) 3,5 molécules-grammes de chlore;
- 7) 4,5 molécules-grammes d'eau ?

4 - 8 Calculer les masses moléculaires des corps dont les formules sont les suivantes :

$\text{H}_2\text{SO}_4$  (acide sulfurique);  $\text{HNO}_3$  (acide nitrique);  
 $\text{KOH}$  (potasse);  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  (baryte);  $\text{CaO}$  (chaux vive);  
 $\text{Al}_2\text{O}_3$  (alumine);  $\text{CaCO}_3$  (calcaire).

4 - 9 Combien de fois la molécule d'oxygène  $\text{O}_2$  est-elle plus légère que la molécule du gaz sulfureux  $\text{SO}_2$  ?

4 - 10 Quelle est la masse de :

- 1) 3 atome-grammes de carbone;
- 2) 0,5 atome-gramme d'oxygène;
- 3) 10 atome-grammes de magnésium;
- 4) 0,25 atome-gramme de soufre ?

4 - 11 Combien de molécules-grammes se trouvent dans :

- 1) 54,25 g d'oxyde de mercure  $\text{HgO}$ ;
- 2) 4 g de gaz sulfureux  $\text{SO}_2$ ;
- 3) 176 g de sulfure de fer  $\text{FeS}$ ;
- 4) 4,4 g de gaz carbonique  $\text{CO}_2$  ?

4 - 12 Calculer le nombre de molécules-grammes et le nombre de molécules réelles contenues dans 1 litre d'eau.

4 - 13 Calculer le nombre de molécules contenues dans 1 litre d'un corps pur quelconque, pris à l'état gazeux dans les conditions normales de température et de pression.

Réponse :  $2,7 \times 10^{22}$

4 - 14 Calculer le nombre d'atomes contenus dans :

- 1) 3 atome-grammes de carbone;
- 2) 4 g d'oxygène;
- 3) 0,5 atome-gramme d'oxygène;
- 4) 10 g de calcium;
- 5) 0,25 atome-gramme de soufre.

4 - 15 Calculer le nombre de molécules contenues dans :

- 1) 234 g de sel de cuisine  $\text{NaCl}$ ;
- 2) 4 molécules-grammes de gaz chlore  $\text{Cl}_2$ ;
- 3) 4 molécules-grammes de chaux vive  $\text{CaO}$ ;
- 4) 360 g d'eau;
- 5) 4,4 g de gaz carbonique  $\text{CO}_2$ ;
- 6) 20 g de gaz hydrogène  $\text{H}_2$ ;
- 7) 5 molécules-grammes de gaz chlore  $\text{Cl}_2$ ;
- 8) 3 molécules-grammes de calcaire  $\text{CaCO}_3$ ;
- 9) 6,3 g d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$ .

- 4 - 16 Quelle est la masse d'un litre d'oxygène, d'azote, de gaz carbonique ( $\text{CO}_2$ ), d'hydrogène, de chlore, d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) ?
- 4 - 17 Calculer les masses de 1 litre de méthane ( $\text{CH}_4$ ) et de 3 litres de gaz carbonique ( $\text{CO}_2$ ), ces gaz étant à la température de  $0^\circ\text{C}$  et sous une pression correspondant à 76 cm de mercure.
- 4 - 18 Calculer les masses de 4,5 l d'hydrogène, de 8 l de gaz sulfureux  $\text{SO}_2$ , de 3 m<sup>3</sup> de gaz chlore; de 1,5 m<sup>3</sup> de gaz ammoniac  $\text{NH}_3$ . (On suppose que ces volumes sont mesurés dans les conditions normales).
- 4 - 19 Calculer le volume occupé par :
- 1) 0,2 molécule-gramme d'hydrogène;
  - 2) 0,2 molécule-gramme d'oxygène;
  - 3) 0,2 molécule-gramme d'azote
- (les conditions sont supposées normales).
- 4 - 20 Calculer le volume occupé, aux conditions normales, par :
- 1) 5 moles de méthane  $\text{CH}_4$ ;
  - 2) 3,5 moles de chlore;
  - 3) 0,5 moles d'ammoniac  $\text{NH}_3$
- 4 - 21 Calculer les volumes occupés, aux conditions normales, par :
- 1) 3,5 g d'azote;
  - 2) 640 g d'oxygène;
  - 3) 110 g de gaz carbonique;
  - 4) 70 g de monoxyde de carbone  $\text{CO}$ .
- 4 - 22 Calculer les volumes (exprimés en m<sup>3</sup>) occupés par :
- 1) 1 t de gaz chlorhydrique  $\text{HCl}$ ;
  - 2) 1,5 t d'oxyde azotique  $\text{NO}$ ;
  - 3) 220 kg de protoxyde d'azote  $\text{N}_2\text{O}$ ;
  - 4) 1 kg de méthane  $\text{CH}_4$ .
- (les conditions sont supposées normales).
- 4 - 23 Déterminer les volumes occupés, aux conditions normales, par :
- 1) 80 g de  $\text{O}_2$ ;
  - 2) 3 g de  $\text{SO}_2$ ;
  - 3) 128 kg de  $\text{SO}_2$ .
- 4 - 24 Calculer les volumes occupés, aux conditions normales, par 1 g de chacun des gaz suivants :
- 1) oxygène; 2) hydrogène; 3) gaz carbonique.
- 4 - 25 Calculer le nombre de moles contenues dans 1 m<sup>3</sup> d'un gaz quelconque, pris dans les conditions normales.

- 4 - 26 Calculer le nombre de molécules contenues dans  $1 \text{ cm}^3$  d'hydrogène, pris dans les conditions normales.
- 4 - 27 Est-ce que le nombre de molécules est le même dans :
- 1) 1 g d'hydrogène et 1 g d'oxygène ?
  - 2) 1 litre d'hydrogène et 1 litre d'oxygène (conditions normales) ?
  - 3) 1 mole d'hydrogène et 1 mole d'oxygène ?
- 4 - 28 Calculer les masses de  $1 \text{ m}^3$  de gaz carbonique et de  $1 \text{ m}^3$  de monoxyde de carbone, pris dans les conditions normales.
- 4 - 29 Calculer les masses volumiques des gaz suivants :  
 $\text{H}_2$ ;  $\text{CH}_4$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $\text{C}_2\text{H}_2$  (conditions normales).
- 4 - 30 Calculer le nombre de moles et le nombre de molécules contenues dans 336 l d'hydrogène, dans les conditions normales.
- 4 - 31 L'acétylène est un gaz de formule  $\text{C}_2\text{H}_2$ .  
Quelle est la masse de  $10 \text{ m}^3$  de ce gaz ?  
Quel est le volume occupé par 5 kg de ce gaz ?  
(les conditions sont supposées normales).
- 4 - 32 Quel est le nombre de moles et le nombre de molécules contenues dans  $0,1 \text{ m}^3$  d'oxygène (conditions normales) ?
- 4 - 33 Calculer la densité du gaz carbonique  $\text{CO}_2$  par rapport à l'air.
- 4 - 34 Quelle est la densité de l'hydrogène sulfuré  $\text{H}_2\text{S}$  :
- par rapport à l'air
  - par rapport à l'hydrogène
  - par rapport à l'oxygène ?
- 4 - 35 Quelle est la densité :
- 1) de l'air par rapport à l'hydrogène ?
  - 2) de l'hydrogène par rapport à l'air ?
- 4 - 36 La densité d'un gaz par rapport à l'hydrogène est égale à 2. Quelle est sa densité par rapport à l'air ?
- 4 - 37 Quelle est la densité par rapport à l'hydrogène des gaz suivants :
- 1) azote  $\text{N}_2$ ;
  - 2) chlore  $\text{Cl}_2$ ;
  - 3) méthane  $\text{CH}_4$ ;
  - 4) ammoniac  $\text{NH}_3$  ?

- 4 - 38 Chacun des gaz suivants combien de fois est-il plus lourd ou plus léger que l'hydrogène :
- 1) argon;
  - 2) ammoniac;
  - 3) gaz chlorhydrique;
  - 4) gaz sulfureux.
- 4 - 39 Chacun des gaz suivants combien de fois est-il plus lourd ou plus léger que l'air :
- 1) gaz sulfhydrique  $H_2S$ ;
  - 2) hélium;
  - 3) vapeur d'eau.
- 4 - 40 Calculer la densité par rapport à l'hydrogène des gaz suivants :
- 1) éthylène  $C_2H_4$ ;
  - 2) oxygène  $O_2$ ;
  - 3) vapeur de mercure  $Hg$ ;
  - 4) monoxyde de carbone  $CO$ .
- 4 - 41 Calculer la densité par rapport à l'hydrogène des gaz suivants :
- 1)  $HCl$ ;
  - 2)  $HBr$ ;
  - 3)  $HI$ .
- 4 - 42 Calculer la densité par rapport à l'air des corps suivants :
- 1) vapeur de brome  $Br_2$ ;
  - 2) vapeur d'iode  $I_2$ ;
  - 3) gaz bromhydrique  $HBr$ ;
  - 4) argon.
- 4 - 43 Déterminer la densité du gaz sulfureux par rapport à l'hydrogène et par rapport à l'air.
- 4 - 44 Calculer la densité du méthane par rapport à l'hydrogène et par rapport à l'air.
- 4 - 45 La densité d'un gaz quelconque par rapport à l'air est égale à 2. Quelle est la masse moléculaire de ce gaz ?
- 4 - 46 La densité d'un gaz quelconque par rapport à l'hydrogène est égale à 8,5. Calculer la masse moléculaire de ce gaz.
- 4 - 47 Calculer les masses moléculaires des gaz dont les densités par rapport à l'hydrogène sont :
- a) 22;
  - b) 14;
  - c) 2;
  - d) 16;
  - e) 8;
  - f) 10.
- 4 - 48 Calculer les masses moléculaires des gaz, dont les densités par rapport à l'air sont :
- a) 0,137;
  - b) 3;
  - c) 2,2;
  - d) 0,55.
- 4 - 49 La densité de la vapeur de mercure par rapport à l'air est égale à 6,42 (à la température de  $446^\circ C$ ). Combien d'atomes se trouvent-ils dans la molécule de mercure à cette température ?
- 4 - 50 La densité de la vapeur de zinc par rapport à l'hydrogène à la température de  $1400^\circ C$  est égale à 34. De combien d'atomes les molécules de vapeur de zinc sont-elles constituées ?

- 4 - 51 La densité de la vapeur du phosphore blanc est égale à 62 (par rapport à l'hydrogène). Déterminer la formule moléculaire du phosphore blanc.
- 4 - 52 De combien d'atomes sont constituées les molécules de soufre à la température de 500°C, si la densité de sa vapeur par rapport à l'air, à cette température, est égale à 6,55 ?

CALCULS SUR LES FORMULES CHIMIQUES.

- 5 - 1 Calculer la composition centésimale (c'est-à-dire, les masses des éléments constitutifs dans 100 g du corps pur) des corps suivants :
- 1) eau  $H_2O$ ; 2) anhydride carbonique  $CO_2$ ;  
3) chlorure de sodium  $NaCl$ ; 4) soude  $NaOH$ .
- 5 - 2 Calculer la composition centésimale des corps suivants :
- 1) carbonate de sodium  $Na_2CO_3$ ;  
2) nitrate de calcium  $Ca(NO_3)_2$ ;  
3) Acide phosphorique  $H_3PO_4$ .
- 5 - 3 Quel est le pourcentage de carbone dans le butane, dont la formule est  $C_4H_{10}$  ?
- 5 - 4 Quelle est la composition massique (% en masse) des composés de formules :  $H_2S$ ;  $SO_2$ ;  $H_2SO_4$ ;  $CaSO_4$  ?  
Quel est le plus riche en soufre ?
- 5 - 5 Calculer le pourcentage de potassium dans chacun des corps suivants :
- 1) potasse  $KOH$ ; 2) oxyde de potassium  $K_2O$ ;  
3) nitrate de potassium  $KNO_3$ ; 4) phosphate de potassium  $K_3PO_4$ .
- 5 - 6 Calculer le pourcentage de calcium dans chacun des composés suivants :
- 1) chaux vive  $CaO$ ; 2) chaux éteinte  $Ca(OH)_2$ ;  
3) calcaire  $CaCO_3$ ; 4) gypse  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ .
- 5 - 7 Calculer la composition centésimale des corps suivants :
- 1)  $K_2S$ ; 2)  $SO_2$ ; 3)  $KClO_3$ ; 4)  $Fe(OH)_3$ ; 5)  $NaHCO_3$ .
- 5 - 8 Calculer les rapports en masses des éléments dans les corps suivants :
- 1)  $MgO$ ; 2)  $Fe_2O_3$ ; 3)  $Na_2S$ ; 4)  $SO_3$ ; 5)  $SO_2$ ;  
6)  $NO$ ; 7)  $N_2O_5$ .

- 5 - 9 Quelle masse d'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  contient 14 g de fer ?
- 5 - 10 Quelle masse de fer se trouve dans 30 g de pyrite  $\text{FeS}_2$  ?
- 5 - 11 Calculer la masse de soufre contenue dans 100 g de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- 5 - 12 Calculer la masse de l'azote contenu dans les corps suivants :
- 1) 126 g de  $\text{HNO}_3$ ;
  - 2) 60 g de  $\text{NO}$ ;
  - 3) 34 g de  $\text{NH}_3$ ;
  - 4) 107 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
- 5 - 13 Quelle masse d'oxygène se trouve dans 10 g de chacun des corps suivants :
- 1) soude  $\text{NaOH}$ ;
  - 2) potasse  $\text{KOH}$ ;
  - 3) chaux éteinte  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  ?
- Quel corps est le plus riche en oxygène ?
- 5 - 14 Calculer la masse de soufre contenue dans :
- 1) 40 g de  $\text{SO}_2$ ;
  - 2) 20 g de  $\text{SO}_3$ ;
  - 3) 49 g de  $\text{SO}_3$ .
- 5 - 15 Calculer la masse d'hydrogène contenue dans 3 molécules-grammes des corps suivants :
- 1) ammoniac  $\text{NH}_3$ ;
  - 2) eau  $\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 3) méthane  $\text{CH}_4$ ;
  - 4) éthylène  $\text{C}_2\text{H}_4$ .
- 5 - 16 Sachant que le méthane est un corps gazeux de formule  $\text{CH}_4$ , calculer :
- 1) la composition centésimale du méthane;
  - 2) la proportion en masse de ses éléments constitutifs;
  - 3) la masse d'hydrogène contenue dans 8 g de  $\text{CH}_4$ ;
  - 4) la masse de méthane, qui contient 6 g de carbone.
- 5 - 17 Lequel des minerais suivants est le plus riche en fer :
- 1)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;
  - 2)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ;
  - 3)  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ;
  - 4)  $\text{FeCO}_3$  ?
- 5 - 18 Quelle masse de gaz sulfureux contient :
- 1) 4 g de soufre;
  - 2) 8 g d'oxygène ?
- 5 - 19 Calculer la masse d'oxyde de mercure qui contient :
- a) 10 g de mercure;
  - b) 32 g d'oxygène.
- 5 - 20 Quelle masse de sel de Berthollet  $\text{KClO}_3$  contient :
- 1) 156 g de potassium;
  - 2) 177,5 g de chlore
  - 3) 144 g d'oxygène ?
- 5 - 21 Quelle masse de zinc se trouve dans :
- 1) 810 g de  $\text{ZnO}$ ;
  - 2) 194 g de  $\text{ZnS}$ ;
  - 3) 250 g de  $\text{ZnCO}_3$ ;
  - 4) 68 g de  $\text{ZnCl}_2$  ?

- 5 - 22 Calculer la masse d'azote contenue dans 0,5 mole de chacun des corps suivants :
- 1)  $\text{NH}_3$ ;
  - 2)  $\text{N}_2\text{O}$ ;
  - 3)  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;
  - 4)  $\text{N}_2\text{O}_5$ .
- 5 - 23 Calculer la quantité de carbone dans :
- 1) 1 mole de gaz carbonique;
  - 2) 4 moles de sulfure de carbone  $\text{CS}_2$ ;
  - 3) 0,1 molécule-gramme de carbonate de potassium  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;
  - 4) 1,5 molécule-gramme de monoxyde de carbone  $\text{CO}$ .
- 5 - 24 Quelle masse de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  contient :
- a) 108 g d'Al
  - b) 24 g de S
  - c) 19,2 g d'O ?
- 5 - 25 Un minerai contient 96% de  $\text{CuS}$ . Quelle masse de ce minerai contient 100 g de cuivre ?
- 5 - 26 Un minerai contient 84% de  $\text{FeS}_2$  et 10% de  $\text{FeAsS}$ .  
Calculer la masse du soufre contenu dans 1 kg de ce minerai.
- 5 - 27 Une pyrite naturelle contient 70% de sulfure de fer  $\text{FeS}_2$ . Calculer la masse du soufre contenu dans 1 t de ce minerai.
- 5 - 28 Le magnétite est un minerai de fer qui contient 90% d'oxyde magnétique de fer  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (10% correspondent aux corps qui ne contiennent pas<sup>3</sup> de fer).  
Calculer la masse de fer dans 1 t de magnétite.  
Quelle masse de ce minerai contient 1 t de fer ?
- 5 - 29 Un minerai contient 2,8 g de fer. A quelle masse d'oxyde ferrique  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  correspond cette quantité de fer ?
- 5 - 30 Le blende est un minerai dont le composé principal est le sulfure de zinc  $\text{ZnS}$ . Calculer la masse du zinc contenu dans 100 kg de blende, si ce minerai contient 15% de gangue.
- 5 - 31 100 g de blende contiennent 32,5 g de zinc.  
Quel est le pourcentage de  $\text{ZnS}$  dans ce minerai ?

REACTIONS ET EQUATIONS CHIMIQUES.

6 - 1 Pendant l'échauffement du calcaire on observe la formation de chaux vive et le dégagement du gaz carbonique. Nommer le type de cette réaction.

6 - 2 Lorsqu'on pulvérise du mercure et du soufre dans un mortier on observe la formation d'un corps noir (le sulfure de mercure). Nommer le type de cette réaction.

6 - 3 Lorsqu'on chauffe à l'air des objets en cuivre, ceux-ci noircissent (ils se couvrent d'oxyde noir CuO). A quel type de réactions chimiques se rapporte cette transformation ?

6 - 4 Lorsqu'on chauffe l'oxyde d'argent, il se forme l'argent métallique et l'oxygène. Citer le type de cette réaction.

6 - 5 Lorsqu'on chauffe le carbonate monosodique  $\text{NaHCO}_3$ , on observe la formation du carbonate bisodique  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , de l'eau et le dégagement du gaz carbonique  $\text{CO}_2$ . Nommer le type de cette réaction.

6 - 6 Citer les types de réactions qui fournissent l'eau :

- 1) à la suite de la combustion de l'hydrogène dans l'air;
- 2) à la suite de l'action de l'hydrogène sur l'oxyde de cuivre CuO;
- 3) à la suite de l'échauffement de l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

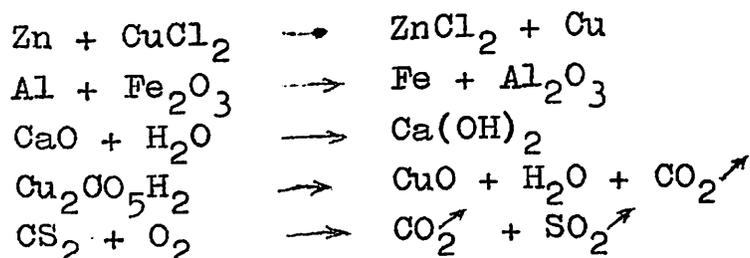
Ecrire les équations de toutes ces réactions.

6 - 7 Citer les types de réactions qui donnent le gaz carbonique  $\text{CO}_2$  :

- 1) à la suite de la combustion du charbon;
- 2) à la suite de l'échauffement du calcaire;
- 3) à la suite de l'action du charbon, dont la partie principale est le carbone, sur l'oxyde de cuivre CuO.

Ecrire les équations de toutes ces réactions.

6 - 8 Equilibrer et citer les types de toutes les réactions suivantes :



6 - 9 Equilibrer et citer les types de toutes les réactions suivantes :

- 1)  $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$
- 2)  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$
- 3)  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
- 4)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 5)  $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag} \downarrow$
- 6)  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2 \uparrow$
- 7)  $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$
- 8)  $\text{AlCl}_3 + \text{FeSO}_4 \rightleftharpoons \text{FeCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 9)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
- 10)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 11)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
- 12)  $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- 13)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- 14)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
- 15)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$
- 16)  $\text{MgS} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$
- 17)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + \text{KCl}$
- 18)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 19)  $\text{HCl} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 20)  $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
- 21)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 22)  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

6 - 10 Ecrire les équations des réactions suivantes :

- 1) la combustion du magnésium dans l'oxygène;
- 2) la combustion de l'aluminium dans l'oxygène.

6 - 11 Ecrire les équations des réactions entre l'hydrogène et les oxydes suivants :

- 1) oxyde de plomb  $\text{PbO}$
- 2) oxyde cuivreux  $\text{Cu}_2\text{O}$
- 3) oxyde cuivrique  $\text{CuO}$
- 4) bioxyde d'étain  $\text{SnO}_2$
- 5) oxyde ferrique  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

Toutes ces réactions donnent l'eau et le métal libre.

6 - 12 Donner des exemples de réactions de substitution et de décomposition qui donnent l'hydrogène.

LOI DE LA CONSERVATION DE LA MASSE.

- 7 - 1 Quelles conclusions peut-on tirer du point de vue de la loi de la conservation de la masse d'après les expériences suivantes :
- lorsqu'on chauffe à l'air une plaque en plomb, sa masse augmente;
  - lorsqu'on charbonne du bois par le chauffage à l'abri de l'air, on observe la diminution de la masse;
  - lorsqu'on fait brûler du bois, la masse totale de tous les produits de combustion (solides et gazeux) est supérieure à la masse initiale du bois.
- 7 - 2 Au cours de la décomposition de 11,1 g de malachite on a obtenu 8 g d'oxyde de cuivre. Calculer la masse de l'eau formée si la réaction a produit 2,2 g de gaz carbonique.
- 7 - 3 Au cours de la décomposition de l'oxyde de mercure on a obtenu 2,01 g de mercure métallique et 0,16 g d'oxygène. Calculer la masse d'oxyde de mercure décomposé.
- 7 - 4 La masse d'une plaque en cuivre qu'on a chauffé à l'air est devenue 2,5 g. Calculer la masse d'oxygène, qui s'est combiné au cuivre pendant ce chauffage si la masse initiale de la plaque en cuivre était égale à 2 g.
- 7 - 5 Au cours de l'échauffement à l'air, la masse du calcaire diminue tandis que la masse d'un morceau de fer augmente. Expliquer ces deux phénomènes du point de vue de la loi de la conservation de la masse.

LOI DE LA CONSTANCE DE LA COMPOSITION.

- 7 - 6 Au cours de la formation du sulfure de fer  $\text{FeS}$ , le soufre et le fer se combinent en rapport de masse égal à 7 : 4. Calculer la masse de soufre qui réagit sur 112 g de fer pendant la formation du sulfure de fer.
- 7 - 7 Quelle masse de sulfure de fer  $\text{FeS}$  peut-on obtenir au cours de la réaction entre 7 g de fer et 7 g de soufre ? Quel corps reste en excès ?
- 7 - 8 Au cours de la décomposition de 2,16 g d'oxyde de mercure on a obtenu 2,00 g de mercure métallique. Pendant la deuxième expérience analogue 2,63 g d'oxyde de mercure ont fourni 2,435 g de mercure métallique. Les données de ces expériences justifient-elles la loi de la constance de la composition ?
- 7 - 9 Au cours de la réduction de 1,59 g d'oxyde de cuivre par l'hydrogène on a obtenu 0,36 g d'eau (l'oxyde de cuivre utilisé dans cette expérience était obtenu par le chauffage du cuivre dans l'oxygène pur). Pendant la réduction dans l'hydrogène de 1,99 g d'oxyde de cuivre, préparé par la décomposition de malachite  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , on a obtenu 0,45 g d'eau. Les données de ces expériences justifient-elles la loi de la constance de la composition ?

CALCULS SUR LES EQUATIONS CHIMIQUES.

8 - 1 Dans la réaction :



quel est le volume gazeux fourni par l'attaque de 10 g de zinc ?

8 - 2 Le sodium réagit sur l'eau à froid, en dégageant de l'hydrogène et en formant de la soude (NaOH). Ecrire l'équation de la réaction. Quelle masse de sodium faut-il prendre pour obtenir 0,112 l d'hydrogène ?

8 - 3 Le phosphore brûlant dans l'air donne l'oxyde  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Quelle masse de phosphore faut-il pour absorber l'oxygène de 20 l d'air ?

8 - 4 Le carbone chauffé au rouge réagit sur la vapeur d'eau et donne deux gaz : monoxyde de carbone CO et hydrogène. Ecrire l'équation de la réaction. Calculer la masse de carbone nécessaire pour obtenir 2 kg d'hydrogène.

8 - 5 Au cours de la combustion vive du soufre on observe la disparition de 1,12 l d'oxygène pur. Calculer la masse de soufre qui disparaît en même temps et le volume du gaz sulfureux obtenu.

8 - 6 Quel volume d'oxygène exige la combustion complète de 3 g de magnésium ? Calculer la masse d'oxyde de magnésium obtenu.

8 - 7 On brûle 6 g de charbon de bois à l'air. Calculer le volume du gaz carbonique formé et le volume de l'air nécessaire pour cette combustion.

8 - 8 On réduit de l'oxyde cuivrique par l'hydrogène. Calculer le volume de l'hydrogène nécessaire pour la préparation de 8 g de cuivre métallique et la masse d'eau formée.

8 - 9 On attaque de l'oxyde de magnésium par de l'acide sulfurique. Calculer les masses de MgO et de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  nécessaire pour la préparation de 2,5 moles de  $\text{MgSO}_4$ .

8 - 10 On fait réagir 3,5 g de fer sur la solution de  $\text{CuCl}_2$ . Ecrire l'équation de cette réaction et calculer la masse de cuivre formée au cours de cette réaction.

8 - 11 On décompose par échauffement 12,25 g de sel de Berthollet  $\text{KClO}_3$ . Calculer la masse de chlorure de potassium formée et le volume de l'oxygène qui se dégage au cours de cette réaction (dans des conditions où le volume molaire vaut 24 litres).

8 - 12 Calculer le volume d'oxygène qui se forme pendant la décomposition de 10 moles d'eau.

8 - 13 On brûle du magnésium dans du gaz carbonique. Ecrire l'équation de réaction, sachant que la réaction produit de l'oxyde de magnésium et du carbone sous forme de suie. Calculer la masse d'oxyde de magnésium formée et le volume de gaz carbonique utilisé (dans des conditions où le volume molaire vaut 24 litres).

- 8 - 14 Déterminer le volume de gaz sulfureux formé au cours de la combustion de 10 atomes-grammes de soufre (dans des conditions où le volume molaire vaut 25 litres). Calculer le volume d'air nécessaire pour cette combustion.
- 8 - 15 Calculer la masse de malachite  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  nécessaire à décomposer pour obtenir :
- a) 0,25 moles de  $\text{CuO}$ ;    b) 0,2 moles d'eau;  
c) 224 l de  $\text{CO}_2$ .
- 8 - 16 Dans un four à chaux on chauffe fortement du calcaire à 92% de carbonate de calcium. Calculer la masse de chaux vive obtenue et le volume de gaz carbonique formé si la masse de calcaire utilisée a été égale à 20 t (le volume molaire vaut 24 litres).
- 8 - 17 Un minerai de soufre en contient 60%. Quel est le volume d'air nécessaire pour brûler 20 kg de ce minerai ? Quel est le volume de gaz sulfureux produit ? (le volume molaire vaut 24 l).
- 8 - 18 On traite 3 g d'un alliage à base d'aluminium par l'acide sulfurique. Sachant que la réaction produit 3,6 g d'hydrogène, calculer le pourcentage d'aluminium dans l'alliage traité (les autres constituants de l'alliage ne sont pas attaqués par l'acide sulfurique) et la masse de sulfate d'aluminium formé (le volume molaire vaut 24 l).
- 8 - 19 On grille à l'air 970 g d'un minerai de  $\text{ZnS}$ . Sachant que la réaction produit 648 g d'oxyde de zinc, calculer le pourcentage de sulfure de zinc dans ce minerai. Calculer le volume d'air exigé par le grillage dans des conditions où le volume molaire vaut 24 l.
- 8 - 20 Sachant que dans l'oxyllithe du commerce, le peroxyde de sodium  $\text{Na}_2\text{O}_2$  représente 60% de la masse, calculer la masse d'oxyllithe nécessaire à la préparation de 6 litres d'oxygène dans les conditions où le volume molaire vaut 24 l.
- 8 - 21 Quelle masse de chlorate de potassium  $\text{KClO}_3$  faut-il prendre pour préparer 20 l d'oxygène ? Quelle masse de soufre peut-on brûler dans ce volume d'oxygène ? Le rendement de la combustion est égal à 90% (le volume molaire vaut 24 l).
- 8 - 22 On traite  $\text{BaCl}_2$  par 49 g de l'acide sulfurique. Quelle masse de  $\text{BaCl}_2$  faut-il prendre pour assurer cette réaction ? Quel sel et en quelle quantité obtient-on ?
- 8 - 23 Quelle masse de nitrate de sodium peut-on obtenir à partir de 20 g de soude et 40 g d'acide nitrique ? Quel réactif a été pris en excès et quelle est sa masse ?
- 8 - 24 Quelle masse de chlorure d'ammonium peut-on obtenir à partir de 30 g d'ammoniaque et 73 g d'acide chlorhydrique ? Quel corps a été pris en excès et quelle est sa masse ?

8 - 25 Dans une solution contenant 40 g de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$  on ajoute 12 g de fer métallique. Quel réactif reste en excès à la fin de cette réaction et quelle est la masse de cet excès ?

8 - 26 On traite 10 g d'oxyde de magnésium par 28 g d'acide sulfurique. Quelle est la masse de sel formée ? Quel corps a été pris en excès et quelle est sa masse ?

### VALENCE.

9 - 1 Déterminer la valence de l'azote, du chlore, du soufre, du phosphore, du silicium dans les corps suivants :  $\text{NH}_3$ ;  $\text{PH}_3$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{SiH}_4$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ .

9 - 2 Déterminer la valence du calcium, du potassium, de l'aluminium et du bore dans les composés suivants :  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $\text{CaO}$ ;  $\text{K}_2\text{O}$ ;  $\text{B}_2\text{O}_3$ .

9 - 3 Quelles sont les valences des éléments dans les chlorures suivants :  $\text{FeCl}_3$ ;  $\text{SbCl}_5$ ;  $\text{PCl}_3$ ;  $\text{CCl}_4$ ;  $\text{FeCl}_2$  ?

9 - 4 Déterminer les valences du chlore dans les oxydes suivants :  $\text{Cl}_2\text{O}$ ;  $\text{ClO}_2$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

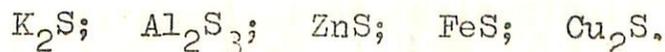
9 - 5 Ecrire les formules des combinaisons, formées par les éléments suivants (les valences des éléments sont indiquées entre parenthèses) :

- a) calcium (2) et soufre (2);
- b) lithium (1) et chlore (1);
- c) fer (3) et brome (1);
- d) phosphore (3) et oxygène (2);
- e) rhénium (7) et oxygène (2);
- f) silicium (4) et hydrogène (1);
- g) soufre (6) et oxygène (2).

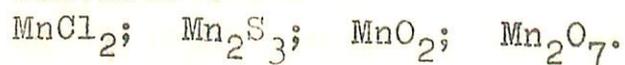
9 - 6 Ecrire les formules développées des substances suivantes :

- a) chaux vive  $\text{CaO}$
- b) protoxyde d'azote  $\text{N}_2\text{O}$
- c) gaz sulfhydrique  $\text{H}_2\text{S}$
- d) anhydride azoteux  $\text{N}_2\text{O}_3$
- e) gaz ammoniac  $\text{NH}_3$
- f) anhydride perchlorique  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
- g) tétroxyde d'osmium  $\text{OsO}_4$

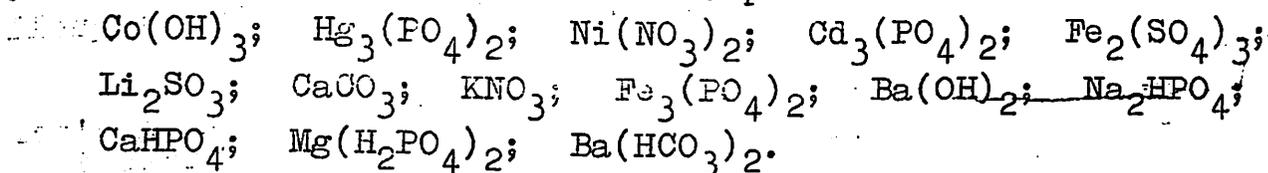
9 - 7 Sachant que le soufre est bivalent dans les combinaisons avec métaux, déterminer les valences des métaux dans des composés suivants :



9 - 8 Déterminer les valences du manganèse dans les composés suivants :



9 - 9 Sachant les valences des radicaux, déterminer les valences des métaux dans les corps suivants :



9 - 10 Ecrire les formules de sels en tenant compte des valences des métaux et des radicaux :

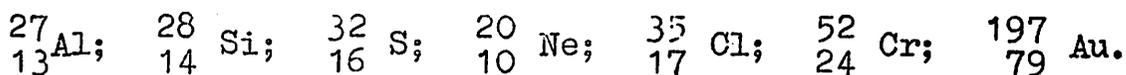
- |                                   |                                   |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| 1) Al et $\text{SO}_4$            | 2) $\text{NH}_4$ et $\text{CO}_3$ |
| 3) Ca et $\text{PO}_4$            | 4) Mg et $\text{SO}_4$            |
| 5) $\text{NH}_4$ et $\text{PO}_4$ | 6) K et $\text{NO}_3$             |
| 7) Mg et $\text{HCO}_3$           | 8) Na et $\text{HSO}_4$           |

### STRUCTURE DES ATOMES.

10 - 1 Représenter schématiquement les atomes des éléments suivants (les valeurs des charges des noyaux sont indiquées entre parenthèses) :

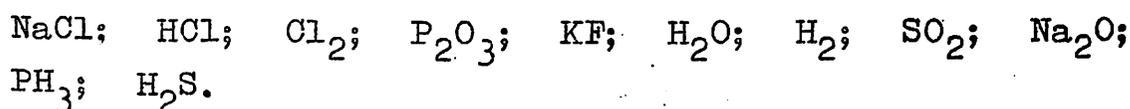
- |                   |                 |
|-------------------|-----------------|
| a) béryllium (4)  | b) azote (7)    |
| c) chlore (17)    | d) hélium (2)   |
| e) magnésium (12) | f) calcium (20) |

10 - 2 Déterminer le nombre de protons et de neutrons dans les noyaux des atomes des éléments suivants :



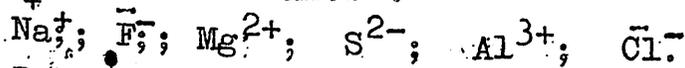
### TYPES DES LIAISONS CHIMIQUES - VALENCE DU POINT DE VUE DE L'EDIFICE ATOMIQUE.

11 - 1 Nommer les types des liaisons chimiques dans les composés suivants :



Représenter schématiquement la formation de ces molécules.

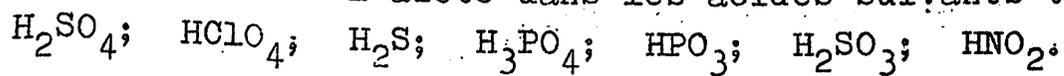
11 - 2 Ecrire les équations électroniques de la formation des ions suivants :



Représenter schématiquement la structure de ces ions.

11 - 3 Donner le schéma électronique de la formation des composés suivants :  $\text{KF}$ ;  $\text{MgCl}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{CaO}$ ;  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

11 - 4 Déterminer les valences du soufre, du chlore, du phosphore et de l'azote dans les acides suivants :



- 11 - 5 Déterminer les valences du chrome dans chacun des corps suivants :  $K_2CrO_4$ ;  $KCrO_2$ ;  $K_2Cr_2O_7$ .
- 11 - 6 Indiquer les combinaisons covalentes polaires et représenter schématiquement la formation de leurs molécules parmi les corps suivants :
- $Cl_2$ ;  $SO_3$ ;  $H_2S$ ;  $H_2$ ;  $N_2$ ;  $HF$ ;  $H_2O$ ;  $N_2O_3$ ;  $NH_3$ ;  
 $O_2$ ;  $F_2$ .

TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS DE MENDELEEV.

- 12 - 1 Indiquer la place des métaux prononcés et des non-métaux prononcés dans la classification périodique des éléments.
- 12 - 2 Nommer le métal le plus actif et le non-métal le plus actif et indiquer leurs positions dans la classification périodique.
- 12 - 3 Dans les paires suivantes indiquer un élément plus métallique (plus actif) :
- |             |             |
|-------------|-------------|
| a) Na et K  | b) Mg et Ba |
| c) Na et Al | d) Sn et Pb |
| e) Cu et Ag | f) Mg et Al |
| g) Fe et Co |             |
- 12 - 4 Dans les paires suivantes indiquer un élément plus non-métallique :
- |            |            |
|------------|------------|
| a) Br et I | b) Cl et F |
| c) C et Si | d) S et Cl |
| e) P et S  | f) Cl et I |
| g) Si et P |            |
- 12 - 5 Sachant la disposition du plomb, bismuth, mercure, aluminium, chlore, phosphore et soufre dans le tableau périodique, déterminer leurs valences supérieures positives et écrire les formules des oxydes correspondants.
- 12 - 6 Sachant la disposition du fluor, soufre, silicium et phosphore dans le tableau périodique, déterminer leurs valences par rapport à l'hydrogène et écrire les formules de leurs composés avec l'hydrogène.
- 12 - 7 Déterminer la formule d'oxyde et d'hydroxyde de baryum et d'aluminium d'après leurs dispositions dans la classification périodique.
- 12 - 8 Déterminer le nombre de protons et de neutrons dans le noyau, le nombre de couches électroniques et le nombre d'électrons de valence dans les atomes de soufre, de chlore et de sodium, sachant leurs positions dans la classification périodique.

12 - 9 Donner la caractéristique complète des éléments aux symboles suivants :

Al; Cl; B; Mg; Ca; Si; Be; P.

Indiquer :

- 1) le nom complet de cet élément;
- 2) sa disposition dans la classification périodique;
- 3) le nombre de couches électroniques, le nombre de masse, le nombre de protons et de neutrons dans son noyau;
- 4) le schéma de sa structure électronique (distribution électronique et charge du noyau);
- 5) la nature chimique de cet élément;
- 6) les formules de ses composés oxygénés et hydrogénés;
- 7) sa valence supérieure par rapport à l'oxygène et celle par rapport à l'hydrogène;

Comparer :

- 8) les propriétés chimiques de cet élément à celles de ses voisins dans la classification périodique en sens vertical et horizontal (comparer leurs activités chimiques).

### CLASSIFICATION DES COMPOSES MINERAUX.

#### I - OXYDES.

- 13 - 1 Ecrire les formules brutes et développées des oxydes des éléments, dont les valences sont indiquées entre parenthèses : Si (4); S (6); Cl (7); Ag (1); Fe (3); Zn (2); Sb (5); Os (8).  
Nommer ces oxydes.
- 13 - 2 Ecrire les équations des réactions de formation des oxydes des éléments suivants (les valences des éléments sont indiquées entre parenthèses) :  
S (4); Hg (2); Ra (2); Li (1); Sb (5); Re (7).  
Nommer ces oxydes et donner leurs formules développées.
- 13 - 3 Ecrire les formules d'oxyde ferrique et d'oxyde ferreux; d'anhydride sulfureux et d'anhydride sulfurique; de monoxyde de carbone et de gaz carbonique.  
Ecrire les formules développées de tous ces composés.
- 13 - 4 Citer les types des oxydes suivants :  $Al_2O_3$ ;  $CuO$ ;  $Cu_2O$ ;  $Fe_2O_3$ ;  $SO_2$ ;  $ZnO$ ;  $K_2O$ ;  $FeO$ ;  $CO_2$ ;  $P_2O_5$ .  
Ecrire les formules de leurs hydrates et donner leurs noms.
- 13 - 5 Comment peut-on déterminer le type d'un oxyde quelconque si cet oxyde est insoluble dans l'eau ?
- 13 - 6 Ecrire les équations des réactions entre de l'eau et les oxydes suivants :  $CaO$ ;  $Na_2O$ ;  $SO_2$ ;  $P_2O_5$ ;  $N_2O_5$ .
- 13 - 7 Quels oxydes s'appellent "les oxydes amphotères" ?  
Donner des exemples.

II - BASES.

- 13 - 8 Déterminer les valences des métaux dans les hydroxydes suivants :  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;  $\text{LiOH}$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .  
Ecrire les formules développées de ces corps.  
Donner leurs noms.
- 13 - 9 Ecrire les formules d'hydroxydes de sodium, de baryum et d'aluminium.
- 13 - 10 Quels oxydes correspondent aux bases suivantes :  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Li}(\text{OH})$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  ?  
Donner les noms de ces bases.
- 13 - 11 Quels hydroxydes correspondent aux oxydes suivants :  
 $\text{MgO}$ ;  $\text{Ag}_2\text{O}$ ;  $\text{Cu}_2\text{O}$ ;  $\text{CuO}$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ?  
Nommer ces hydroxydes.
- 13 - 12 Ecrire les équations des réactions de décomposition des bases suivantes :  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{AgOH}$ .
- 13 - 13 Compléter et équilibrer les réactions suivantes :
- $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 13 - 14 Ecrire les réactions d'action du gaz carbonique sur les solutions des alcalis suivants :  $\text{KOH}$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Donner les noms de ces alcalis.
- 13 - 15 Pourquoi les hydroxydes de fer et de cuivre ne se rapportent-ils pas aux alcalis ?
- 13 - 16 Donner des exemples de mono-, di- et tribases.
- 13 - 17 Nommer les hydroxydes amphotères.  
Ecrire les formules des oxydes correspondants.
- 13 - 18 Expliquer la différence entre une base insoluble et un hydroxyde amphotère.
- 13 - 19 Ecrire les équations des réactions de l'hydroxyde de zinc avec la soude et l'acide sulfurique.
- 13 - 20 Ecrire la réaction entre le zincate de potassium et l'acide chlorhydrique.

III - ACIDES.

- 13 - 21 Quel est l'élément principal dans les formules de tous les acides ? Donner des exemples d'oxacides et d'hydracides.
- 13 - 22 Ecrire les formules des anhydrides qui correspondent aux acides suivants : nitrique  $\text{HNO}_3$ ; sulfureux  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; méta-phosphorique  $\text{HPO}_3$ ; ortho-phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; pyro-phosphorique  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ; perchlorique  $\text{HClO}_4$ ; hypo-chloreux  $\text{HClO}$ .

- 13 - 23 Quels acides correspondent aux anhydrides suivants : silicique  $\text{SiO}_2$ ; chromique  $\text{CrO}_3$ ; perchlorique  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ; azoteux  $\text{N}_2\text{O}_3$ ; sulfurique  $\text{SO}_3$ ; sulfureux  $\text{SO}_2$ .
- 13 - 24 Déterminer les valences du chlore dans les acides suivants : perchlorique  $\text{HClO}_4$ ; chlorique  $\text{HClO}_3$ ; chloreux  $\text{HClO}_2$ ; hypochloreux  $\text{HClO}$ .
- 13 - 25 Donner les formules développées des acides suivants : nitreux  $\text{HNO}_2$ ; perchlorique  $\text{HClO}_4$ ; carbonique  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; ortho-phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- 13 - 26 Nommer les radicaux acides des acides suivants : métaphosphorique  $\text{HPO}_3$ ; sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; sulfhydrique  $\text{H}_2\text{S}$ ; chlorhydrique  $\text{HCl}$ ; perchlorique  $\text{HClO}_4$ .
- 13 - 27 Nommer des mono-, bi-, triacides parmi les acides suivants :  $\text{HCl}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{HF}$ ;  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ .

#### IV - SELS.

- 13 - 28 Quels types de sels connaissez-vous ? Donner des exemples.
- 13 - 29 Ecrire les formules des sels neutres et des sels acides formés par les métaux et les acides indiqués dans le tableau suivant :

<u>Métaux</u>	<u>Acides</u>
Na	$\text{H}_2\text{SO}_4$
K	$\text{H}_3\text{PO}_4$
Ca	$\text{H}_2\text{CO}_3$
Zn	$\text{HNO}_3$
Al	$\text{H}_2\text{SO}_4$
Mn	$\text{HNO}_3$
Fe	$\text{H}_3\text{PO}_4$

Donner les noms de tous ces sels.

- 13 - 30 Ecrire les formules des sels suivants :
- chlorure d'aluminium
  - nitrate de calcium
  - carbonate de sodium
  - hydrogénocarbonate de potassium
  - phosphate de calcium
  - carbonate acide de magnésium
  - sulfate d'aluminium
  - sulfate ferrique
  - sulfite ferreux
  - sulfite d'ammonium
  - sulfate monopotassique
  - phosphate bisodique.

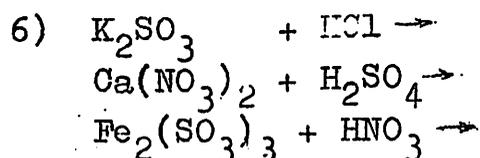
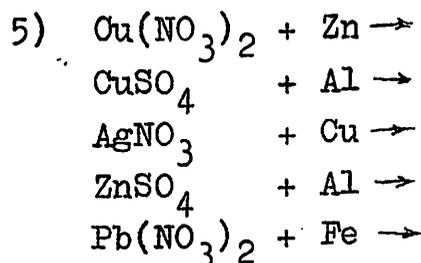
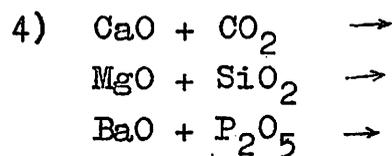
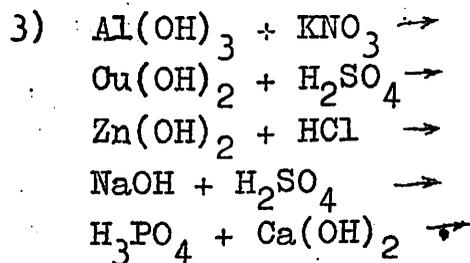
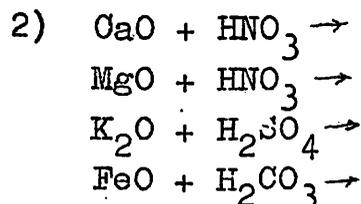
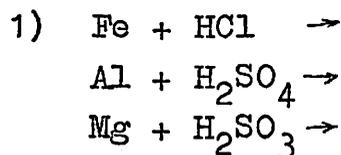
13 - 31 Donner les noms des sels suivants :  $\text{KNO}_3$ ;  $\text{ZnSO}_4$ ;  
 $\text{AlCl}_3$ ;  $\text{N}_2\text{S}$ ;  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ;  $\text{ZnCO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .  
Ecrire leurs formules développées.

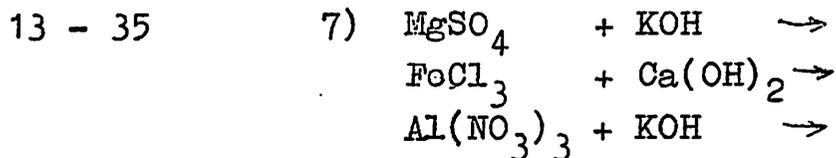
13 - 32 Nommer les sels suivants :  $\text{KHCO}_3$ ;  $\text{NaHSO}_4$ ;  $\text{KHS}$ ;  
 $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ;  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ ;  $\text{CaHPO}_4$ .  
Donner leurs formules développées.

13 - 33 Ecrire les formules développées des sels suivants :  
 $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{CaCO}_3$ ;  $\text{BaSO}_4$ ;  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{NaNO}_3$ ;  
 $\text{KHSO}_4$ ;  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ;  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .  
Nommer ces sels.

13 - 34 Ecrire les équations des réactions de neutralisation  
pour préparer les sels suivants :  
 $\text{NaCl}$ ;  $\text{CaCl}_2$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{BaCO}_3$ ;  $\text{NaHCO}_3$ ;  
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . Nommer ces sels.

13 - 35 Compléter et équilibrer les réactions suivantes :





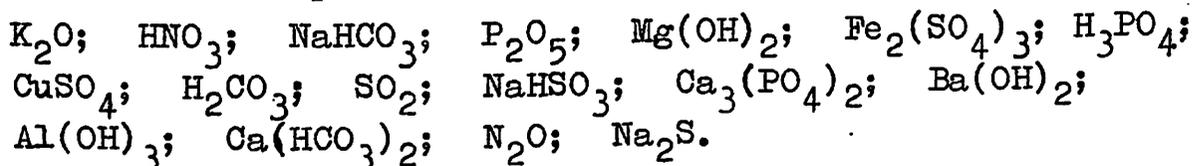
13 - 36 Ecrire les équations des réactions d'échange entre les sels suivants :

- a) nitrate de plomb + chlorure de sodium
- b) sulfate de cuivre + sulfite de calcium
- c) nitrate d'argent + chlorure d'aluminium
- d) nitrate de plomb + sulfate de potassium

13 - 37 Ecrire les équations des réactions successives :

- 1)  $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$
- 2)  $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
- 3)  $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2$
- 4)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
- 5)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{NaPO}_3$
- 6)  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 7)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$
- 8)  $\text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4$

13 - 38 Indiquer/et écrire le nom et la formule développée de chacun des composés suivants :



13 - 39 Quels sont ceux des composés suivants sur lesquels agit l'acide chlorhydrique :  $\text{N}_2\text{O}_5$ ;  $\text{Zn(OH)}_2$ ;  $\text{CaO}$ ;  $\text{AgNO}_3$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ?

Ecrire les équations des réactions qui s'effectuent, donner les noms des réactifs et les produits des réactions.

13 - 40 Quels sont ceux des composés suivants qui sont attaqués par la soude :  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{CaO}$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{CuSO}_4$ ;  $\text{Cd(OH)}_2$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5$  ?

Ecrire les équations des réactions qui s'effectuent. Donner les noms des réactifs et des produits des réactions.

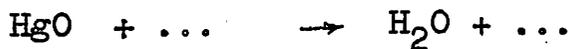
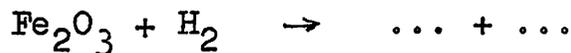
### L'HYDROGENE.

14 - 1 Sachant que dans les conditions normales de température et de pression le volume molaire vaut sensiblement 22,4 litres, calculer la masse volumique de l'hydrogène dans ces conditions.

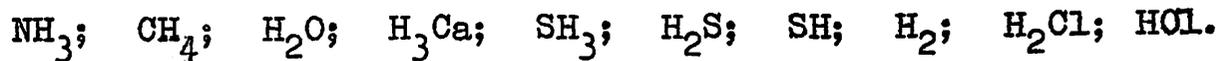
14 - 2 Quel est le volume occupé, dans les conditions normales, par  $3\text{H}_2$  ? par 15 g d'hydrogène ?

14 - 3 L'hydrogène est-il : peu soluble dans l'eau ? facile à liquéfier ? dense ? (rappeler la définition de la densité d'un gaz).

- 14 - 4 Compléter ces réactions; indiquer les noms des produits formés :



- 14 - 5 Parmi les formules suivantes souligner celles qui vous paraissent possibles :



- 14 - 6 Quel est le pourcentage d'hydrogène dans les composés suivants : 1) eau; 2) eau oxygénée; 3) acide sulfurique; 4) soude (NaOH) ?

- 14 - 7 Quel volume d'hydrogène peut-on obtenir à partir de 200 g d'eau :

- 1) par électrolyse
- 2) par action de sodium
- 3) par action de potassium
- 4) par action de calcium ?

- 14 - 8 Quel volume d'hydrogène obtient-on en attaquant :

- a) 49 g d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  par le zinc;
- b) 7,1 g d'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$  par le magnésium;
- c) 146 g d'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$  par l'aluminium ?

- 14 - 9 Au cours de la décomposition du méthane par la chaleur on obtient 40 g d'hydrogène. Quelle est la masse de la suie formée en même temps ?

- 14 - 10 Ecrire l'équation chimique de l'action du fer sur l'eau. Sachant que cette action ne produit que de l'oxyde magnétique  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  et de l'hydrogène, calculer la masse de l'eau décomposée si l'on obtient :

- a) 160 g d'hydrogène;
- b) 20 moles d'hydrogène;
- c) 896 l d'hydrogène;
- d) 46,4 g d'oxyde magnétique  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

- 14 - 11 Calculer la masse d'oxyde cuivrique qui peut être réduit par :

- a) 3 g d'hydrogène;
- b) 2,5 moles d'hydrogène;
- c) 4,48 l d'hydrogène.

- 14 - 12 Quelle masse de zinc faut-il attaquer par l'acide sulfurique pour obtenir 5 litres d'hydrogène ?

- 14 - 13 Quelle masse de zinc faut-il attaquer par l'acide chlorhydrique pour obtenir l'hydrogène, qui par combustion complète donnera 2 moles d'eau ?

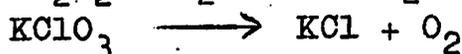
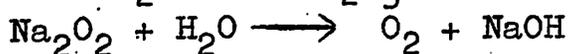
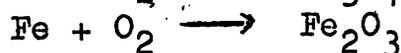
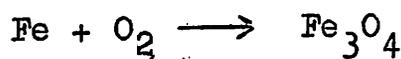
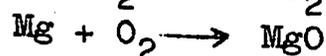
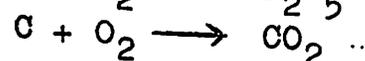
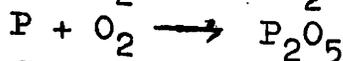
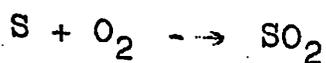
- 14 - 14 Quel volume d'hydrogène peut-on obtenir en décomposant par la chaleur 100 m<sup>3</sup> de méthane  $\text{CH}_4$  ?

- 14 - 15 De quelle masse minimale de zinc pur doit-on disposer pour préparer 11200 litres d'hydrogène ?

- 14 - 16 Quelle masse d'eau faut-il décomposer par électrolyse pour obtenir 3 m<sup>3</sup> d'hydrogène ?
- 14 - 17 Au cours de la réduction de l'oxyde cuivrique par l'hydrogène on obtient 12,7 g de cuivre. Calculer :
- 1) la masse de l'oxyde cuivrique décomposé;
  - 2) le volume de l'hydrogène utilisé;
  - 3) la masse de l'eau formée.
- 14 - 18 Au cours de l'action du magnésium sur l'acide chlorhydrique on obtient 8 g d'hydrogène. Calculer la masse d'acide chlorhydrique utilisé.

L'OXYGENE.

- 15 - 1 Calculer les masses de 1 litre d'oxygène et 1 litre d'hydrogène. Ces gaz sont à la température de 0°C et sous une pression correspondant à 76 cm de mercure.
- 15 - 2 Quelle est la masse de 20 litres d'oxygène ?
- 15 - 3 Par quels procédés peut-on préparer l'oxygène ?  
Ecrire les équations de ces réactions.
- 15 - 4 Quelle est la densité d'oxygène :
- 1) par rapport à l'hydrogène ?
  - 2) par rapport à l'air ?
- 15 - 5 Quel est le volume occupé dans les conditions normales par :
- 1) 1 g d'oxygène
  - 2) 1 kg d'oxygène
  - 3) 0,25 mole d'oxygène ?
- 15 - 6 Voici les équations chimiques d'un certain nombre de réactions chimiques (elles ne sont pas toutes équilibrées) :



Ecrire sous leurs symboles ou leurs formules les noms des réactifs et des produits obtenus, puis équilibrer les équations qui ne le sont pas.

- 15 - 7 Quel est le volume d'oxygène exigé par la combustion de 1 gramme de sodium et quelle est la masse de l'oxyde de sodium obtenu ?
- 15 - 8 Au cours de la combustion vive du soufre on observe la disparition de 1,12 l d'oxygène pur \*. Calculer la masse de soufre qui disparaît en même temps et le volume du gaz sulfureux obtenu.
- \*) Lorsque l'énoncé d'un exercice ne précise pas les conditions de température et de pression dans lesquelles sont mesurés les volumes de corps gazeux, ces conditions sont supposées normales (0°C; 76 cm de mercure).

- 15 - 9 On fait brûler du phosphore dans l'oxygène pur.  
Expliquer ce que l'on observe.  
Sachant que le volume de l'oxygène disparu est 0,6 l,  
calculer les masses du phosphore utilisé et de l'anhy-  
dride phosphorique obtenu.
- 15 - 10 Quel volume d'oxygène exige la combustion complète de  
1 gramme de magnésium ? Calculer la masse de l'oxyde  
de magnésium obtenu.
- 15 - 11 Écrire l'équation chimique de la combustion complète du  
méthane dans l'oxygène, sachant que le méthane est un  
corps pur gazeux de formule  $\text{CH}_4$  et que sa combustion ne  
produit que du gaz carbonique  $\text{CO}_2$  et de l'eau.  
Calculer la masse de l'eau produite par la combustion  
de 100 kg de méthane.
- 15 - 12 Calculer le volume d'oxygène nécessaire pour brûler  $1 \text{ m}^3$   
d'hydrogène.
- 15 - 13 Quelle masse de carbone faut-il pour obtenir par combus-  
tion 224 litres de gaz carbonique ?
- 15 - 14 Quelle masse de carbone peut-on brûler avec 224 l  
d'oxygène ?
- 15 - 15 D'après les réactions qu'ils donnent avec l'oxygène,  
quelles sont les valences des éléments :  
S; P; C; Na; Ca; Mg; Cu; Al; Zn.
- 15 - 16 Quelle masse de chlorate de potassium  $\text{KClO}_3$  faut-il  
décomposer pour obtenir 2 litres d'oxygène ?  
Quelle est la masse du résidu obtenu ? Son nom ?
- 15 - 17 Quel volume d'oxygène exige la combustion complète du  
cuivre, si la masse d'oxyde cuivrique formé est 8 g ?
- 15 - 18 Quel est le volume d'oxygène exigé par la combustion  
de 2 g de magnésium et quelle est la masse d'oxyde de  
magnésium obtenu ?
- 15 - 19 Au cours de l'électrolyse de l'eau on obtient 48 g  
d'oxygène. Calculer la masse d'hydrogène formé en  
même temps.
- 15 - 20 Quelle masse de chlorate de potassium  $\text{KClO}_3$  faut-il  
décomposer pour obtenir :  
a) 10 moles d'oxygène;  
b) 9,6 g d'oxygène;  
c) 134,4 l d'oxygène ?
- 15 - 21 Au cours de la décomposition de 260 g de chlorate de  
potassium  $\text{KClO}_3$  impur on obtient 96 g d'oxygène.  
Calculer le pourcentage des impuretés.
- 15 - 22 Au cours de la combustion du phosphore dans l'oxygène  
on observe la disparition de 12,4 g de phosphore.  
Calculer le volume d'oxygène qui disparaît en même  
temps et la masse de l'anhydride phosphorique obtenu.
- 15 - 23 On fait brûler 6 g de carbone dans l'oxygène pur.  
Expliquer ce que l'on observe. Calculer la masse  
d'oxygène exigée pour cette combustion et le volume  
de gaz carbonique obtenu.

- 15 - 24 Calculer les masses d'oxygène et de carbone nécessaires pour obtenir 110 g de gaz carbonique.
- 15 - 25 Quelle masse de chlorate de potassium  $KClO_3$  faut-il décomposer pour obtenir 16 g d'oxygène ?
- 15 - 26 On décompose 10 g d'oxyde mercurique  $HgO$  et 10 g de chlorate de potassium  $KClO_3$ . En quel cas obtient-on plus d'oxygène ?
- 15 - 27 Quelle masse d'eau oxygénée  $H_2O_2$  peut-on obtenir en décomposant 338 g de peroxyde de baryum  $BaO_2$  par l'acide sulfurique.
- 15 - 28 Quelle masse de peroxyde de baryum  $BaO_2$  faut-il attaquer par l'acide sulfurique pour obtenir :
- a) 13,6 g de l'eau oxygénée
  - b) 0,5 moles de l'eau oxygénée ?
- 15 - 29 Quel volume d'oxygène peut-on obtenir en décomposant :
- a) 34 g d'eau oxygénée  $H_2O_2$
  - b) 3 moles d'eau oxygénée ?

#### EAU - SOLUTIONS.

- 16 - 1 Qu'est-ce qu'une solution concentrée ?
- 16 - 2 Qu'est-ce qu'une solution diluée ?
- 16 - 3 Quelle solution s'appelle "une solution saturée" ?
- 16 - 4 Qu'est-ce qu'une solution sursaturée ?
- 16 - 5 Quelle est la différence entre :
- a) solution saturée et solution concentrée;
  - b) solution non-saturée et solution diluée ?
- 16 - 6 Qu'est-ce qu'on peut dire de la solubilité des gaz ?
- 16 - 7 Que pouvez-vous dire des sels hydratés et des sels anhydres ?
- 16 - 8 Citer les trois états d'existence de l'eau.
- 16 - 9 Citer les propriétés physiques et chimiques de l'eau.
- 16 - 10 Dans un eudiomètre on a placé un mélange de deux gaz, hydrogène et oxygène, occupant 40  $cm^3$ . Après l'étincelle et refroidissement il reste 10  $cm^3$  d'un gaz entièrement absorbable par le phosphore. Quelle était la composition du mélange initial ?
- 16 - 11 Par quelles opérations passerait-on d'une eau salée boueuse à l'eau pure ?  
Ordonner les expériences et dessiner les appareils utilisés.

- 16 - 12 10 kg d'une eau sont soumis à l'électrolyse. Quel volume d'hydrogène peut-on en retirer ?
- 16 - 13 Au cours d'une électrolyse de l'eau en présence de soude la masse d'eau disparue est 3,6 g. Calculer les volumes d'hydrogène et d'oxygène recueillis aux électrodes.
- 16 - 14 On place dans un eudiomètre  $20 \text{ cm}^3$  d'hydrogène et  $6 \text{ cm}^3$  d'oxygène. Après le passage de l'étincelle et le refroidissement, que contient l'eudiomètre ?
- 16 - 15 Un eudiomètre contient  $20 \text{ cm}^3$  d'air et  $15 \text{ cm}^3$  d'hydrogène. Quelles sont la nature et la composition en volumes du résidu gazeux après le passage de l'étincelle ?
- 16 - 16 Quel est le pourcentage de l'eau dans les composés suivants :
- a)  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;                      b)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;  
c)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$                       d)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  ?
- 16 - 17 Quelle masse d'eau peut-on obtenir en décomposant :
- a) 10 g de  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$   
b) 20 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$   
c) 6 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$   
d) 30 g de  $\text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$   
e) 10 g de  $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ?
- 16 - 18 La solubilité du chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$  à la température de  $90^\circ$  est égale à 70 g. Calculer la masse de ce corps dissous dans 500 g d'eau à la même température.
- 16 - 19 Au cours de l'évaporation de 300 g de solution de nitrate de potassium saturée à la température de  $60^\circ$  on obtient 157,01 g de résidu sec. Quelle est la solubilité du nitrate de potassium à cette température ?
- 16 - 20 La solubilité du chlorate de potassium  $\text{KClO}_3$  à la température de  $50^\circ$  est égale à  $20^\circ$ . Calculer la masse de ce corps dissous dans 500 g d'eau à la même température.
- 16 - 21 Au cours de l'évaporation de 200 g de solution saturée de sulfate cuivrique hydraté  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  à la température de  $60^\circ$  on obtient 57,14 g de résidu sec. Quelle est la solubilité du sulfate cuivrique à cette température ?

La concentration en % (Le titre en %).

- 16 - 22 Quel est le titre en % d'une solution obtenue par dissolution de :
- a) 90 g d'un corps dans 180 ml d'eau;  
b) 50 g d'un corps dans 200 ml d'eau;  
c) 80 g d'un corps dans 240 ml d'eau ?
- 16 - 23 Quelle est la concentration d'une solution obtenue par dissolution de 5 g de chlorure de sodium dans 45 g d'eau?

- 16 - 24 Quelle masse de soude NaOH et d'eau faut-il prendre pour préparer 50 g de solution à 5% ?
- 16 - 25 Quelle masse de sucre est dissoute dans 1 kg de solution à 20% ?
- 16 - 26 Quelle est la concentration d'une solution contenant 50 g de chlorure de baryum BaCl<sub>2</sub> dans 2 l d'eau ?
- 16 - 27 On dissout dans 2 l d'eau 140 g de corps "A", 90 g de corps "B" et 420 g de corps "C". Trouver le pourcentage de chacun de ces trois corps dans la solution obtenue.
- 16 - 28 Quelle masse d'eau et de chlorure de sodium faut-il prendre pour préparer :
- a) 100 g de solution à 5%
  - b) 250 g de solution à 10%
  - c) 0,5 kg de solution à 15%
  - d) 1,2 kg de solution à 2%
  - e) 2,2 t de solution à 12% ?
- 16 - 29 Quelle masse de sucre se trouve dissoute dans :
- a) 0,5 kg d'une solution à 15%
  - b) 3 kg d'une solution à 2%
  - c) 200 g d'une solution à 0,5%
  - d) 400 g d'une solution à 1,2%
- 16 - 30 Quelle masse d'une solution à 20% peut-on obtenir à partir de : a) 40 g, b) 6 kg, c) 0,2 kg, d) 1,2 kg, e) 2,5 kg d'un corps ?
- 16 - 31 Quelle masse de sulfate cuivrique et d'eau faut-il prendre pour préparer 200 kg de solution à 5% ?
- 16 - 32 Quelle masse de nitrate de potassium et d'eau faut-il prendre pour obtenir 250 kg d'une solution à 0,7% ?
- 16 - 33 Dans l'agriculture on emploie une solution de formaldéhyde à 40%. Quelle masse de celui-ci et d'eau se trouve dans 50 kg de cette solution ?
- 16 - 34 On ajoute 216 ml d'eau dans 120 g d'une solution à 28%. Quelle est la concentration en % de la solution obtenue ?
- 16 - 35 Dans un verre contenant 180 g d'une solution de sucre à 32% on ajoute 150 ml d'eau. Calculer le titre en % de la solution obtenue.
- 16 - 36 On mélange 10 g de solution à 5% et 10 g de solution à 15%. Quel est le titre en % de la solution obtenue ?
- 16 - 37 On mélange 128 g de solution à 40% et 70 g de solution à 55%. Quel est le titre en % de la solution obtenue ?
- 16 - 38 Quelle masse d'alcool faut-il prendre pour préparer la teinture d'iode (une solution d'iode dans l'alcool à 10%) à partir de 3 g d'iode cristallin ?
- 16 - 39 En vaporisant 20 g d'une solution on obtient 4 g de sel. Quel était le titre en % de cette solution ?
- 16 - 40 Le contenu des sels dans l'eau de mer est 3,5%. Quelle masse de sels obtient-on après la vaporisation de 10 kg d'eau de mer ?

- 16 - 41 On dissout 12,5 g de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  dans 87,5 ml d'eau. Quelle est la concentration de la solution obtenue ?
- 16 - 42 Le titre en % d'une solution saturée de nitrate de potassium à la température de  $20^\circ$  est 24,1%. Quelle masse de nitrate de potassium se dissout-elle dans 100 g d'eau à la température de  $20^\circ$  ?
- 16 - 43 Quel est le titre en % d'une solution obtenue par dissolution de 2,5 moles de soude dans 900 g d'eau ?
- 16 - 44 Quelle masse d'eau faut-il prendre pour préparer la solution de la potasse à 14% à partir de 1 mole de potasse solide ?
- 16 - 45 Calculer le nombre de moles de gaz chlorhydrique contenu dans 2 kg d'une solution à 7,3%. Quelle masse de soude peut être neutralisée par cette solution ?
- 16 - 46 On mélange 57 g de solution à 7% et 101 g de solution à 11%. Quel est le titre en % de la solution obtenue ?
- 16 - 47 Quel est le titre en % des solutions préparées par dissolution :
- a) d'une mole d'ammoniac dans 3 moles d'eau ?
  - b) de 0,2 mole permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4$  dans 200 g d'eau
  - c) de 50 g d'acide sulfurique dans 50 moles d'eau ?

### Concentration molaire.

- 16 - 48 Quelle est la masse d'acide sulfurique dissous dans 2 l de solution à 2M ?
- 16 - 49 Calculer la concentration molaire d'une solution, si 250 g de celle-ci contiennent 7 g de soluté.
- 16 - 50 Quelle masse de sulfate de sodium et d'eau faut-il prendre pour préparer 0,25 l de solution à 0,1 M ?
- 16 - 51 Quelle masse de glycose  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  et d'eau faut-il prendre pour préparer 4 l de solution à 0,5 M ?
- 16 - 52 Trouver la masse d'acide phosphorique et d'eau nécessaire pour préparer 2 l de solution à 0,25% ?
- 16 - 53 Calculer la masse de carbonate de potassium et d'eau nécessaire pour préparer 0,5 l de solution à 3 M ?
- 16 - 54 2 l de solution contiennent 12,6 g d'acide nitrique. Calculer la molarité de cette solution.
- 16 - 55 Quelle est la molarité d'une solution contenant dans un litre : a) 175,5 g de  $\text{NaCl}$ ; b) 49 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ?
- 16 - 56 Déterminer la molarité d'une solution contenant 10 g de  $\text{NaOH}$  dans 2 l d'eau.
- 16 - 57 Quelle est la concentration molaire d'une solution contenant dans un litre :
- a) 40 g de sulfate cuivrique  $\text{CuSO}_4$
  - b) 94,5 g d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  ?

- 16 - 58 Quelle masse de sucre ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) est-elle nécessaire pour préparer la solution à 0,1 M dans les quantités suivantes : a) 1 l; b) 10 l; c) 1,25 l; d) 2,4 l; e) 6 l; f) 0,75 l ?
- 16 - 59 Quelle est la molarité d'une solution à 2,37% de permanganate de potassium ( $d = 1,05 \text{ g/cm}^3$ ) ?
- 16 - 60 Quelle masse de nitrate de sodium faut-il prendre pour préparer 300 ml de solution à 0,2 M ?
- 16 - 61 Quelle masse de soluté est dissoute dans 100 ml d'une solution à 0,01 M ?
- 16 - 62 Quelle est la molarité d'une solution d'acide phosphorique à 49% ( $d = 1,33 \text{ g/cm}^3$ ) ?
- 16 - 63 Quel est le titre en % de la solution d'acide sulfurique à 5 M ( $d = 1,29 \text{ g/cm}^3$ ) ?

Normalité.

- 16 - 64 Quelle masse d'acide phosphorique est-elle nécessaire pour préparer 2 l de solution à 0,1 N ?
- 16 - 65 100 ml de solution contiennent 0,74 g de chaux éteinte  $Ca(OH)_2$ . Quelle est la concentration normale de cette solution ?
- 16 - 66 Quelle masse d'hydroxyde de potassium se trouve dans 1 l de solution dont la normalité est égale à : a) 1N; b) 0,25N; c) 0,5N; d) 2,5N; e) 0,02N ?
- 16 - 67 Quelle masse d'acide sulfurique est-elle nécessaire pour préparer 0,5 l de solution dont la normalité est égale à : a) 1N; b) 1,25N; c) 4N; d) 0,2N; e) 0,06N ?
- 16 - 68 Calculer la masse d'acide phosphorique qui se trouve dans 2 l de solution à 0,75N ?
- 16 - 69 Quelle masse de carbonate de calcium se trouve dans un litre de solution à 0,25N ?
- 16 - 70 Trouver la normalité d'une solution contenant 12,6 g d'acide nitrique dans 2 l.
- 16 - 71 Quelle est la normalité d'une solution contenant 0,8 g de soude NaOH dans 200 ml ?
- 16 - 72 Calculer la normalité d'une solution qui contient 0,49 g d'acide sulfurique dans un litre.
- 16 - 73 Trouver la normalité d'une solution contenant 29,25 g de chlorure de sodium dans 5 l.
- 16 - 74 Quel volume (en ml) d'une solution de soude à 0,2N sera-t-il nécessaire pour l'interaction avec 2,708 g de chlorure ferrique  $FeCl_3$  ?
- 16 - 75 Pour neutraliser 20 ml d'une solution d'acide on a besoin de 8 ml d'une solution de soude. Quelle est la normalité de la solution de soude ?

- 16 - 76 Pour neutraliser 30 ml d'une solution basique à 0,1N on a pris 12 ml de solution acide. Calculer la normalité de cet acide.
- 16 - 77 Pour neutraliser 40 ml de solution d'une base, on a besoin de 24 ml de solution d'un acide à 0,5N. Trouver la normalité de la solution de cette base.
- 16 - 78 Quel volume d'acide sulfurique à 80% ( $d = 1,72 \text{ g/cm}^3$ ) faut-il prendre pour préparer 500 ml de solution à 2N ?
- 16 - 79 Quelle masse de  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  est-elle nécessaire pour préparer 2 l de solution de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  à 0,5N ?
- 16 - 80 Quelle est la masse de carbonate de sodium dissoute dans 500 ml de solution à 0,25N ?
- 16 - 81 Calculer la normalité de l'acide chlorhydrique à 36,5% ( $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$ ).
- 16 - 82 Quelle masse de soluté se trouve dans 1 litre des solutions suivantes :
- a) solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 0,1N
  - b) " "  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  à 0,5N
  - c) " "  $\text{H}_3\text{PO}_4$  à 0,3N
  - d) " "  $\text{MgSO}_4$  à 0,2N
  - e) " "  $\text{AlCl}_3$  à 0,3N
  - f) " "  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  à 1,8N ?
- 16 - 83 Calculer la masse de soluté dans :
- a) 3 l de solution de  $\text{AgNO}_3$  à 0,02N
  - b) 1,8 l " "  $\text{ZnSO}_4$  à 1/3N
  - c) 600 ml " "  $\text{H}_3\text{PO}_4$  à 1,2N
  - d) 800 ml " "  $\text{CaCl}_2$  à 0,4N
  - e) 50 ml " "  $\text{HNO}_3$  à 10 N ?
- 16 - 84 Quel volume d'acide sulfurique à 0,1 N peut-on préparer à partir de 70 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 50% ( $d = 1,40 \text{ g/cm}^3$ ).
- 16 - 85 Quel volume de soude à 8 N peut-on préparer à partir de
- a) 1 kg de NaOH à 42%
  - b) 1 l de NaOH à 42% ( $d = 1,45$ )
- 16 - 86 Quelle est la normalité des solutions suivantes :
- a) solution de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  à 60% ( $d = 1,068 \text{ g/cm}^3$ )
  - b) " "  $\text{H}_3\text{PO}_4$  à 49% ( $d = 1,33$  " )
  - c) " "  $\text{HCl}$  à 20% ( $d = 1,1$  " )
  - d) " "  $\text{HNO}_3$  à 36% ( $d = 1,22$  " )
  - e) " "  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 98% ( $d = 1,84$  " )
  - f) " "  $\text{NaOH}$  à 40% ( $d = 1,43$  " )
  - g) " "  $\text{KOH}$  à 12% ( $d = 1,19$  " )

- 16 - 87 Quel est le titre en % des solutions suivantes :
- a) solution de  $H_2SO_4$  à 10 N ( $d = 1,29 \text{ g/cm}^3$ )
  - b) " " HCl à 7,98 N ( $d = 1,13 \text{ "}$ )
  - c) " "  $HNO_3$  à 4,85 N ( $d = 1,16 \text{ "}$ )
  - d) " " KOH à 8,55 N ( $d = 1,35 \text{ "}$ )
  - e) " " NaOH à 0,7 N ( $d = 1,03 \text{ "}$ )
  - f) " "  $Na_2CO_3$  à 3,07N ( $d = 1,15 \text{ "}$ )
- 16 - 88 Quelle est la masse de carbonate de sodium exigée par la réaction avec 600 ml de  $HNO_3$  à 0,5 N ?
- 16 - 89 Quel est le volume d'acide chlorhydrique à 4 N nécessaire pour neutraliser 10 g de soude ?
- 16 - 90 Quel volume d'acide sulfurique à 3 N faut-il prendre pour neutraliser 8,415 g d'hydroxyde de potassium ?
- 16 - 91 On mélange 800 ml de solution de potasse à 3 N et 1,2 l de solution de potasse à 12% ( $d = 1,1 \text{ g/cm}^3$ ). Calculer la normalité de la solution obtenue.
- 16 - 92 On mélange 3 l de solution d'acide phosphorique à 0,1 et 2 l de solution de même acide à 9% ( $d = 1,05 \text{ g/cm}^3$ ). Calculer la normalité de la solution obtenue.
- 16 - 93 Quel volume de solution de nitrate d'argent à 0,01 N exige la réaction avec 1 ml de solution HBr à 10% ?
- 16 - 94 80  $cm^3$  de chaux éteinte  $Ca(OH)_2$  neutralisent 40  $cm^3$  de solution d'acide chlorhydrique, contenant 3,65 g de HCl pur par litre. Quelle est la masse de chaux éteinte contenue dans un litre de sa solution ?
- 16 - 95 On constate que 20  $cm^3$  d'une solution d'acide sulfurique à 0,2 N sont neutralisés par 40  $cm^3$  d'une solution sodée  $Na_2CO_3$ . Calculer la normalité de la solution de  $Na_2CO_3$ . Quelle est la masse du sel formé ?

#### DISSOCIATION ELECTROLYTIQUE.

- 17 - 1 Ecrire les équations ioniques représentant les réactions entre les solutions aqueuses suivantes :
- a) acide chlorhydrique + nitrate d'argent
  - b) acide sulfurique + chlorure de baryum
  - c) soude + chlorure d'ammonium
  - d) eau de chaux + carbonate disodique
  - e) chlorure d'ammonium + sulfate d'argent
  - f) sulfate disodique + nitrate de baryum.
- 17 - 2 La craie ( $CaCO_3$ ) fortement chauffée, se décompose en un gaz et un solide. Le gaz barbotant dans de l'eau de chaux produit d'abord un précipité qui disparaît lorsque le barbotage se prolonge. Expliquer ces phénomènes et écrire les équations ioniques qui représentent les réactions successives.

- 17 - 3 On fait agir de l'ammoniaque sur des solutions aqueuses de sulfate ferreux ( $\text{Fe}^{++} + \text{SO}_4^{--}$ ), de nitrate de zinc ( $\text{Zn}^{++} + 2\text{NO}_3^-$ ) et de chlorure d'aluminium ( $\text{Al}^{+++} + 3\text{Cl}^-$ ).  
Ecrire les équations ioniques et globales et nommer dans chaque cas les produits obtenus.
- 17 - 4 Nommer les sels représentés par les formules globales suivantes et écrire leur ionisation dans les solutions aqueuses :
- $\text{HgCl}$ ;  $\text{HgCl}_2$ ;  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{MnSO}_4$ ;  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  
 $\text{NaHCO}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{HS}$ ;  $\text{KHSO}_3$ ;  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ;  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
- 17 - 5 Ecrire les réactions globales et ioniques de l'acide chlorhydrique sur les bases suivantes :
- hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
  - hydroxyde de zinc  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
  - hydroxyde de magnésium  $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- Noms des sels formés.
- 17 - 6 Quels ions rencontre-t-on dans les formules :
- de tous les sulfates
  - de tous les sulfites
  - de tous les nitrates
  - de tous les carbonates ?
- Quelles sont les valences de ces ions ?
- 17 - 7 Donner les définitions des mots : ion, cation, anion.
- 17 - 8 Dans les corps suivants, séparer les ions en indiquant leurs charges et leurs noms :
- acide chlorhydrique
  - nitrate de potassium
  - chlorure d'ammonium
  - sulfate de zinc
  - nitrate de plomb
  - hydroxyde d'ammonium
  - acétate de plomb  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
  - sulfate ferrique
  - nitrate cuivreux
  - sulfate disodique
- 17 - 9 Formuler symboliquement les ions suivants :  
ion nitrate, ion sulfate, ion chlorure, ion cuivrique, ion ferreux, ion mercurique, ion potassium, ion calcium, ion phosphate, ion acétate.
- 17 - 10 Une certaine solution d'acide chlorhydrique possède un degré d'ionisation égal à 0,95. Expliquer ce que signifie ce langage.
- 17 - 11 Ecrire l'ionisation des acides suivants dans les solutions aqueuses :
- $\text{HCl}$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{HClO}_3$  (chlorique);  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{HI}$ ;  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{HNO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (silicique);  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- 17 - 12 Expliquer l'action des indicateurs colorés sur les acides du point de vue de la dissociation électrolytique.

- 17 - 13 Expliquer l'ionisation des mono- et polyacides.
- 17 - 14 Comment peut-on expliquer la force d'un acide du point de vue de la dissociation électrolytique ?
- 17 - 15 Ecrire les équations ioniques des réactions suivantes :
- a) acide chlorhydrique + ammoniaque
  - b) acide bromhydrique + chaux éteinte
  - c) acide sulfurique + zinc
  - d) acide carbonique + eau de chaux
  - e) acide nitrique + oxyde cuivrique
  - f) nitrate d'argent + chlorure de calcium
- 17 - 16 Comment peut-on expliquer l'action des indicateurs colorés sur les bases du point de vue de la dissociation électrolytique ?
- 17 - 17 Expliquer l'ionisation de mono- et dibases.
- 17 - 18 Expliquer la force d'une base du point de vue de la dissociation électrolytique.
- 17 - 19 Ecrire les équations ioniques des réactions suivantes :
- a) soude + sulfate ferreux
  - b) soude + nitrate ferrique
  - c) potasse + nitrate d'ammonium
  - d) chaux éteinte + chlorure cuivrique.
- 17 - 20 Quels ions (formules, noms) rencontre-t-on dans les solutions aqueuses des corps suivants :
- a) chlorure cuivrique
  - b) carbonate disodique
  - c) nitrate d'ammonium
  - d) sulfate disodique
  - e) sulfate monosodique
  - f) acétate de plomb (plomb divalent)
  - g) sulfure disodique
  - h) nitrate de potassium
  - i) nitrate d'argent ?
- 17 - 21 A l'aide des équations ioniques expliquer ce qui se passera si l'on mélange dans l'eau à froid les ions suivants :
- a)  $Al^{+++}$ ;  $SO_4^{--}$ ;  $Cl^-$ ;  $H^+$ .
  - b)  $NO_3^-$ ;  $Na^+$ ;  $Cu^{++}$ ;  $OH^-$ .
  - c)  $Ag^+$ ;  $NH_4^+$ ;  $Cl^-$ ;  $NO_3^-$ .
  - d)  $Na^+$ ;  $SO_3^{--}$ ;  $SO_4^{--}$ ;  $H^+$ .
  - e)  $K^+$ ;  $OH^-$ ;  $Fe^{+++}$ ;  $Cl^-$ .
- 17 - 22 Ecrire les équations globales et ioniques des réactions suivantes :
- |                           |                          |
|---------------------------|--------------------------|
| a) $Na_2S + H_2SO_4 =$    | g) $AlCl_3 + Ag_2SO_4 =$ |
| b) $H_2SO_4 + KOH =$      | h) $KOH + CH_3COOH =$    |
| c) $NaOH + H_2S =$        | i) $FeS + H_2SO_4 =$     |
| d) $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 =$ | k) $KOH + CuSO_4 =$      |
| e) $Ba(OH)_2 + HCl =$     | l) $Zn(OH)_2 + HCl =$    |
| f) $Fe(OH)_3 + HNO_3 =$   | m) $Ba(OH)_2 + FeCl_3 =$ |
- Expliquer la règle de Berthollet pour ces réactions.

- 17 - 23 On mélange les solutions des corps suivants :  
 $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; et  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (en excès).  
Ecrire les équations ioniques des réactions qui ont lieu.
- 17 - 24 Expliquer la règle de Berthollet pour les électrolytes.
- 17 - 25 Expliquer l'électrolyse de chlorure de sodium fondu.
- 17 - 26 Ecrire 5 exemples des ions monoatomiques et 5 exemples des ions polyatomiques.
- 17 - 27 Expliquer la différence dans les propriétés physiques et chimiques de :
- atome de sodium et ion de sodium
  - atome de cuivre et ion cuivrique
  - atome de fer et ions ferreux et ferrique
  - atome de soufre et sulfure-ion
  - molécule d'iode et iodure-ion.
- 17 - 28 Pourquoi les acides, les bases, les sels sont-ils des électrolytes ?
- 17 - 29 Expliquer pourquoi le gaz chlorhydrique n'est pas un électrolyte, tandis que sa solution aqueuse (acide chlorhydrique) l'est ?
- 17 - 30 Parmi les corps suivants indiquer les électrolytes :
- 1) eau de mer; 2) KOH fondu; 3) KCl dans l'eau;
  - 4) NaCl solide; 5) l'alcool; 6) l'eau distillée;
  - 7)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentré; 8) sucre; 9) HCl dilué;
  - 10) benzène.
- 17 - 31 A l'aide des équations ioniques représenter en étapes l'ionisation dans les solutions aqueuses des corps suivants :
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; b)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; c)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; d)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
- 17 - 32 A l'aide des équations ioniques représenter en étapes l'ionisation dans les solutions aqueuses des corps suivants :
- $\text{BaCl}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{K}_2\text{S}$ ;  $\text{NaNO}_3$ ;  
 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{AlCl}_3$ ;  $\text{CaI}_2$ ;  $\text{NaHPO}_4$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ;  
 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ;  $\text{CuBr}_2$ ;  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ .
- 17 - 33 Ecrire les équations globales et ioniques des réactions suivantes. Expliquer la règle de Berthollet pour ces réactions :
- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} =$ | f) $\text{ZnCl}_2 + \text{KOH} =$            |
| b) $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 =$        | g) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 =$  |
| c) $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} =$ | h) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HBr} =$     |
| d) $\text{CaSO}_4 + \text{BaCl}_2 =$        | i) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 =$ |
| e) $\text{NaOH} + \text{SO}_2 =$            | k) $\text{AlCl}_3 + \text{KOH} =$            |

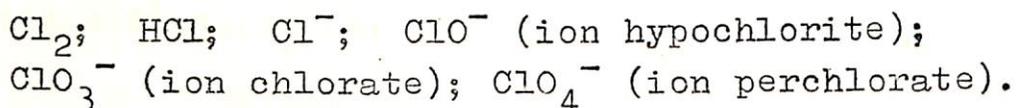
OXYDATION - REDUCTION.

18 - 1 Quel est le nombre d'oxydation attribué à l'azote dans les molécules et les ions suivants :

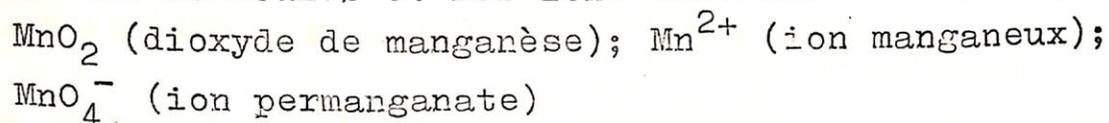


Classer ces corps et ces ions par degré d'oxydation croissant.

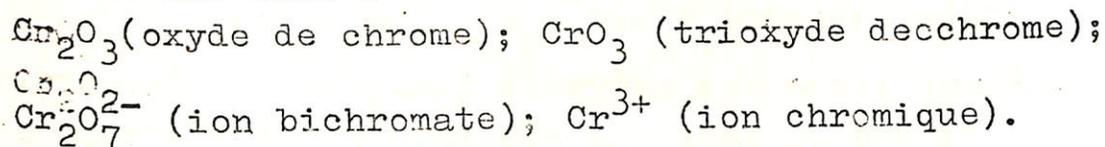
18 - 2 Quel est le nombre d'oxydation attribué au chlore dans les molécules et les ions suivants :



18 - 3 Quel est le nombre d'oxydation attribué au manganèse dans les molécules et les ions suivants :

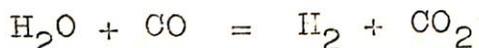


et au chrome dans :



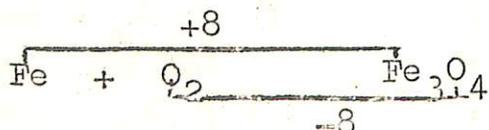
18 - 4 Sachant que les nombres d'oxydation de l'ion d'aluminium et de l'ion de chlorure sont respectivement +3 et -1, écrire la formule du chlorure d'aluminium. Etablir l'équation de la combustion de l'aluminium dans le chlore en mettant en évidence le transfert d'électrons du réducteur à l'oxydant.

18 - 5 A partir des nombres d'oxydation, trouver l'élément qui s'oxyde et celui qui est réduit au cours de la réaction:



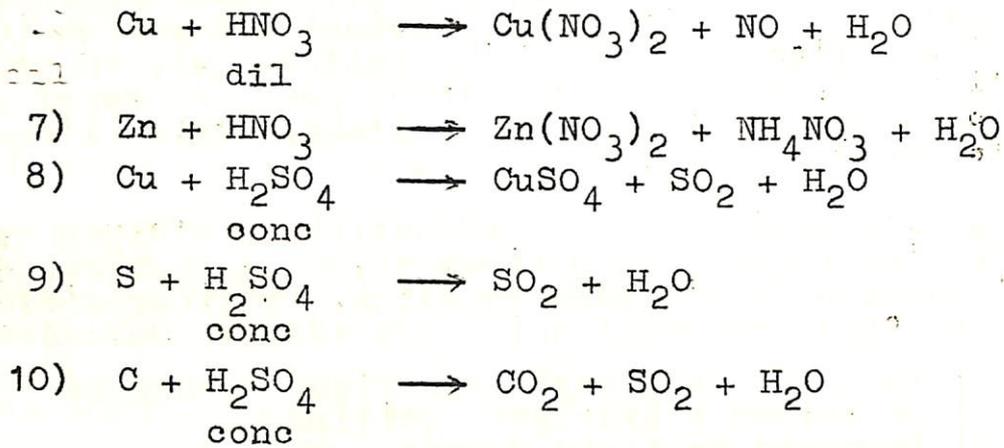
et vérifier que cette équation est équilibrée.

18 - 6 L'étude de la constitution de l'oxyde magnétique de fer  $Fe_3O_4$  conduit à attribuer les nombres d'oxydation +3 à deux des atomes de fer et +2 au troisième. A partir des nombres d'oxydation, justifier la formule de cet oxyde et déterminer les coefficients de l'équation

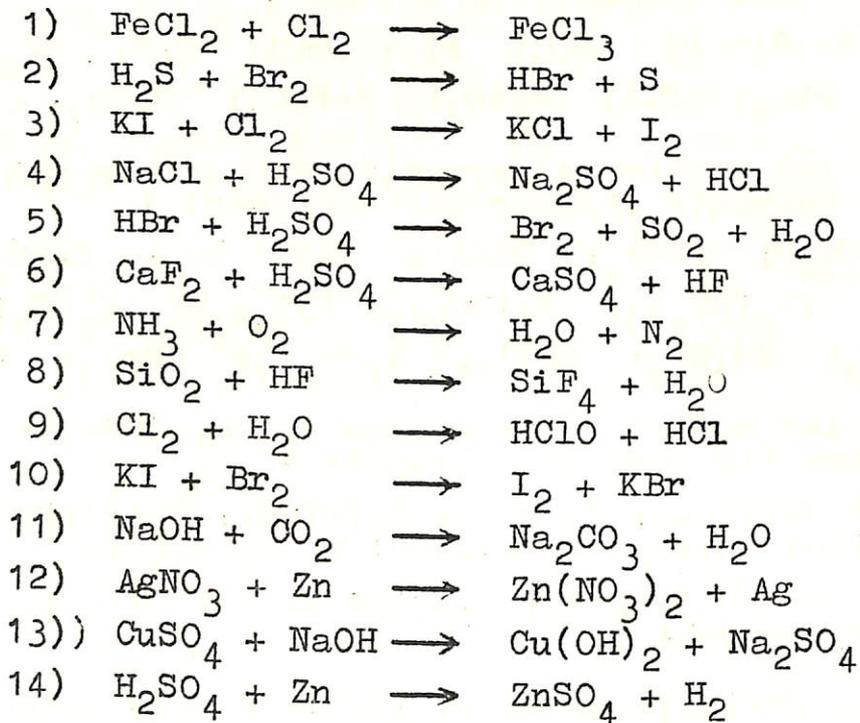


18 - 7 La réaction à chaud du dioxyde de manganèse sur l'acide chlorhydrique donne du chlorure manganoux dissous et un dégagement de chlore. Ecrire l'équation de l'oxydo-réduction en utilisant les nombres d'oxydation des éléments mis en jeu. Préciser l'élément qui a été oxydé et celui qui a été réduit.

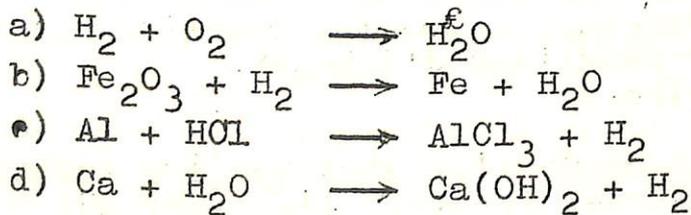
- 18 - 8 Dans la réaction de l'acide sulfurique concentré et bouillant sur le cuivre, celui-ci s'oxyde en ions cuivriques; l'oxydant est l'ion sulfate qui, en présence d'ions  $H^+$ , capte des électrons pour se transformer en dioxyde de soufre  $SO_2$  et de l'eau. Ecrire l'équation de l'oxydo-réduction.
- 18 - 9 Dans l'expérience de la réduction de l'oxyde cuivrique par l'hydrogène, on obtient 12,7 g de cuivre. Ecrire l'équation de l'oxydo-réduction. Préciser l'élément qui a été oxydé et celui qui a été réduit. Calculer :
- la masse de l'oxyde cuivrique décomposé
  - le volume d'hydrogène utilisé
  - la masse de l'eau formée.
- 18 - 10 Ecrire les équations des réactions d'oxydo-réduction entre le monoxyde de carbone  $CO$  et les oxydes cuivrique  $CuO$  et ferrique  $Fe_2O_3$  (on utilisera les nombres d'oxydation).
- 18 - 11 Exprimer les degrés d'oxydation des atomes dans les corps suivants (nommer ces corps) :
- $H_2O$ ;  $Na_2S$ ;  $S$ ;  $HNO_3$ ;  $PbO$ ;  $HCl$ ;  $H_2S$ ;  $SO_2$ ;  
 $HNO_2$ ;  $PbO_2$ ;  $KCl$ ;  $MgSO_4$ ;  $NaHCO_3$ ;  $CaCO_3$ .
- 18 - 12 Exprimer les nombres d'oxydation des atomes dans les composés suivants (nommer ces composés) :
- $CuO$ ;  $Cu_2O$ ;  $FeCl_2$ ;  $FeCl_3$ ;  $FeS$ ;  $SO_3$ ;  $CuSO_4$ ;  $NH_3$ ;  
 $MnSO_4$ ;  $Al_2(SO_4)_3$ ;  $Ba(NO_3)_2$ ;  $(NH_4)_2S$ ;  $K_2CO_3$ ;  
 $NaH_2PO_4$ ;  $NH_4NO_3$ ;  $HgCl_2$ ;  $K_2Cr_2O_7$ ;  $KMnO_4$ ;  $Na_2B_4O_7$ .
- 18 - 13 Examiner les nombres d'oxydation des différents atomes inclus dans les composés suivants :
- sulfure cuivreux, chlorure ferrique, anhydride sulfurique, nitrate d'aluminium, ammoniac.
- Comparer ces nombres aux électrovalences de ces atomes. Que remarquez-vous ?
- 18 - 14 Donner les définitions et explications des mots suivants:
- une oxydation
  - une réduction
  - un oxydant
  - un réducteur
  - une réaction d'oxydo-réduction.
- 18 - 15 Expliquer la différence entre les réactions d'oxydo-réduction et les réactions d'échange. Donner des exemples.
- 18 - 16 Ecrire les équations de l'oxydo-réduction des réactions suivantes. Equilibrer. Préciser l'élément qui a été oxydé et celui qui a été réduit.
- $HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
  - $ZnS + O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$
  - $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$
  - $Fe(OH)_2 + H_2O + O_2 \longrightarrow Fe(OH)_3$
  - $Cu + HNO_3 \xrightarrow{\text{conc}} Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
  - page suivante



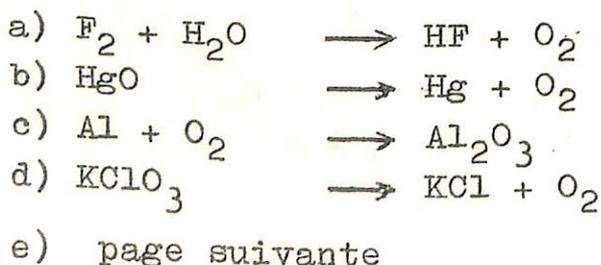
18 - 17 Parmi les réactions suivantes citer les réactions d'oxydo-réduction et les réactions d'échange. Ecrire les schémas électroniques pour les réactions d'oxydo-réduction en utilisant les nombres d'oxydation des éléments mis en jeu. Préciser l'élément qui a été oxydé et celui qui a été réduit. Déterminer les coefficients.

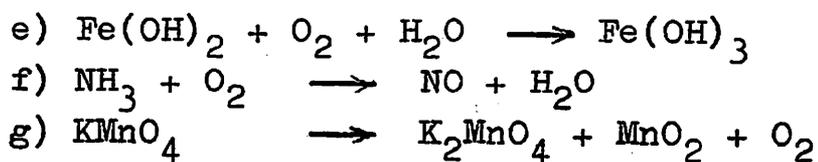


18 - 18 Ecrire les équations d'oxydo-réduction, déterminer les coefficients et indiquer le rôle des atomes et des ions d'hydrogène dans les réactions suivantes :

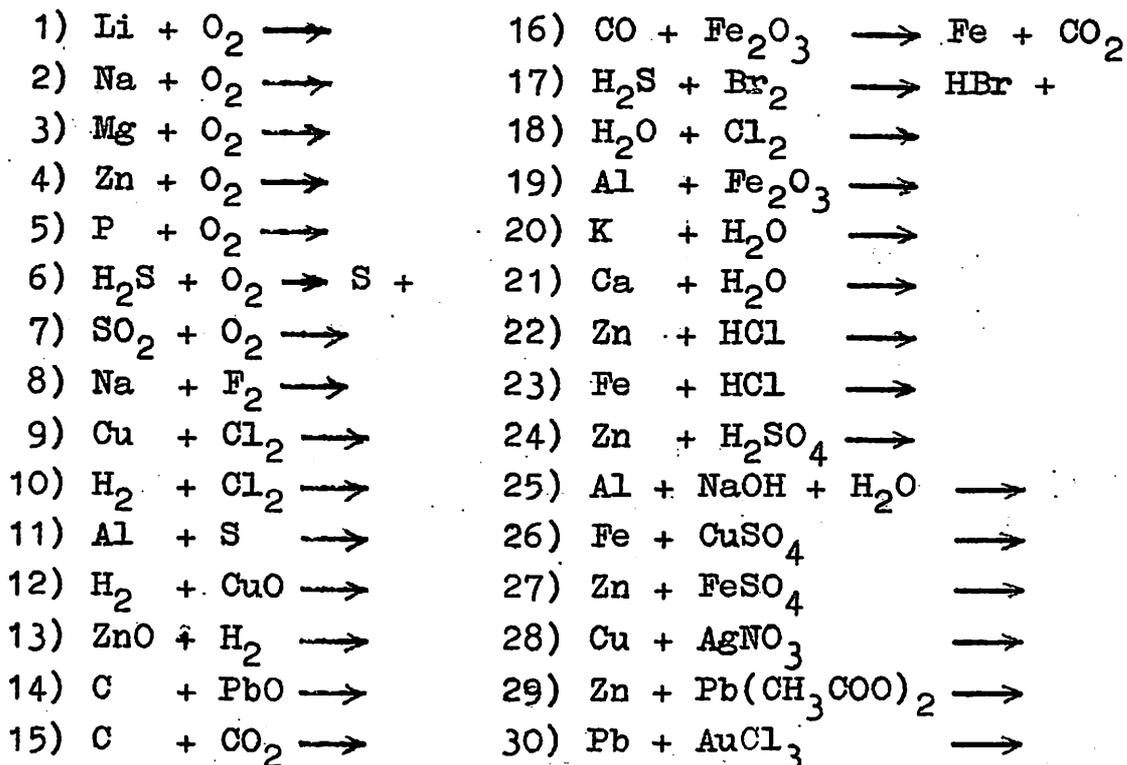


18 - 19 Ecrire les équations d'oxydo-réduction, équilibrer et indiquer le rôle de l'oxygène dans les réactions suivantes :



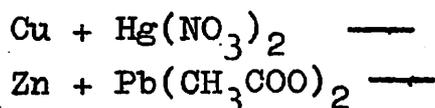


18 - 20 Compléter les réactions suivantes. Ecrire les équations d'oxydo-réduction en utilisant les nombres d'oxydation des éléments mis en jeu et en précisant le rôle des éléments qui changent leur nombre d'oxydation. Equilibrer les équations de ces réactions :

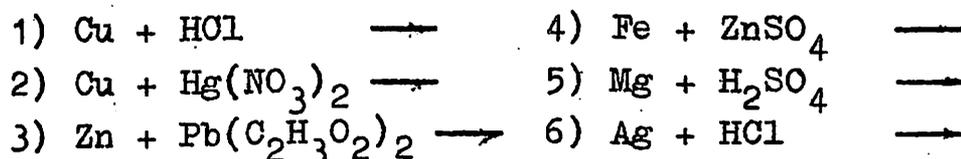


METALLS.

19 - 1 Compléter les équations des réactions suivantes, écrire les équations ioniques. Equilibrer ces équations en utilisant les nombres d'oxydation :



19 - 2 Ecrire les résultats des réactions :



19 - 3 Quel volume d'hydrogène (conditions normales) peut-on obtenir au cours d'une réaction de l'eau avec :

- a) 1,2 atomes-grammes de potassium;  
 b) 1,5            "-            de sodium;  
 c) 2                "-            de calcium.

19 - 4 On a 6 éprouvettes avec les solutions suivantes :

- 1)  $MgSO_4$ ;      2)  $HgCl_2$ ;      3)  $CuSO_4$ ;  
4)  $Al_2(SO_4)_3$ ; 5)  $AgNO_3$ ;      6)  $SnCl_2$ .

Dans chaque éprouvette on a mis une grenaille de zinc. Dans lesquelles des éprouvettes les réactions ont-elles lieu? Ecrire les équations ioniques de ces réactions.

19 - 5 Calculer la masse de zinc pur qui réduit :

- a) 3,2 g de cuivre;  
b) 2,5 a-g. de cuivre de solution de sulfate de cuivre ?

19 - 6 Quelle masse de zinc faut-il prendre pour préparer 150 g de cuivre pur par la réduction de la solution de sulfate cuivrique ?

19 - 7 Calculer la masse de fer à 10% d'impuretés nécessaire pour réduire 128 g de cuivre de la solution de sulfate cuivrique.

19 - 8 Sachant la disposition du cuivre dans le rang de tension (d'activité) des métaux, écrire 4 méthodes de préparation de nitrate cuivrique.

19 - 9 On traite: a) 10 g de zinc et b) 10 g de magnésium par un acide en excès. Dans lequel des cas l'hydrogène se forme en plus ?

19 -10 Décrire la réaction du plomb sur le chlore. Ecrire son équation en mettant en évidence le transfert d'électrons du réducteur à l'oxydant.

19 -11 Quelle masse de coke faut-il, au minimum, mélanger à une tonne d'oxyde de plomb (à 90% de  $PbO$ ) pour réduire cet oxyde (le coke employé contient 80% de carbone) ?

19 -12 Dans quelles conditions l'acide sulfurique pourra-t-il dissoudre le cuivre ? Ecrire l'équation de cette réaction.

19 -13 Quelle masse de nitrate d'argent faut-il pour préparer 4,32 g d'argent au cours d'une réaction avec le cuivre ?

19 -14 On grille une tonne de galène contenant 90% de sulfure de plomb  $PbS$ ; le gaz dégagé est utilisé pour fabriquer de l'acide sulfurique. Calculer le volume d'air ( $O_2 + 4N_2$ ) exigé par le grillage (conditions normales) et la masse d'acide sulfurique obtenus s'il n'y a aucune perte.

19 -15 On traite 0,2245 g de poudre de zinc par l'acide chlorhydrique. Au cours de cette réaction 63,8 ml d'hydrogène se dégagent. Quel est le pourcentage d'impuretés de poudre de zinc ?

METAUX ALCALINS.

- 20 - 1 Calculer la masse de soluté et du solvant nécessaire pour préparer 250 g d'une solution de chlorure de sodium à 5%.
- 20 - 2 Quelle est la concentration (en %) de chlorure de potassium dans la solution préparée avec 14,9 g de chlorure de potassium et 200 g d'eau ?
- 20 - 3 Au cours d'une réaction de potassium avec de l'eau 0,25 g d'hydrogène se forme. Calculer :
- la masse de potasse formée;
  - la masse de potassium utilisé.
- 20 - 4 Calculer le volume d'hydrogène dégagé au cours d'une action de 100 g de potassium sur l'eau. ?
- 20 - 5 On fait réagir 5 g de nitrate cuivrique avec 2 g de soude. Quelle est la masse du précipité obtenu ? Quel corps est en excès ?
- 20 - 6 On fait réagir 113,4 g de solution de nitrate d'argent à 15% sur 180 g de solution d'iodure de potassium à 10%. Quelle est la masse d'iodure d'argent obtenu ? Quel corps est en excès ?
- 20 - 7 Calculer la masse d'hydroxyde de potassium qui réagit sur 2 moles de chlorure ferrique pour former l'hydroxyde ferrique et le chlorure de potassium.
- 20 - 8 Lequel des composés naturels est le plus abondant :
- en sodium : 1)  $\text{NaCl}$ ; 2)  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ ; 3)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  
4)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; 5)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$ ;  
6)  $\text{NaNO}_3$ ; 7)  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  ?
  - en potassium : 1)  $\text{KNO}_3$ ; 2)  $\text{KCl}$ ; 3)  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ ;  
4)  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ;  
5)  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  ?
- 20 - 9 En mélangeant une solution de carbonate de potassium avec une quantité nécessaire d'hydroxyde de calcium on obtient 40 g de précipité. Quel est ce précipité ? Calculer la masse de l'autre produit formé.
- 20 - 10 Quelle masse d'hydroxyde de sodium à 2% d'impuretés faut-il prendre pour neutraliser :
- 20 ml d'une solution d'acide sulfurique à 24,76%;
  - 30 ml d'une solution d'acide chlorhydrique à 10% ?

METAUX ALCALINO-TERREUX.

- 21 - 1 Quelle masse de chlorure de baryum faut-il prendre pour préparer 20 kg d'une solution à 5% ?
- 21 - 2 Calculer la masse de l'hydroxyde de magnésium formé au cours d'une réaction de 40 g de nitrate de magnésium à 10% sur :
- a) 20 g d'une solution d'hydroxyde de sodium à 15%;
  - b) 20 g d'une solution d'hydroxyde de potassium à 30%.
- 21 - 3 On fait agir une tonne d'oxyde de calcium contenant :
- a) 8% d'impuretés;
  - b) 2% d'impuretés sur l'eau prise en quantité nécessaire.
- Calculer la masse de l'hydroxyde de calcium qui se forme au cours de cette réaction.
- 21 - 4 Quelles masses d'oxyde de calcium et d'eau faut-il prendre pour préparer 22,2 g d'hydroxyde de calcium ?
- 21 - 5 Quel volume de gaz carbonique peut-on obtenir en attaquant 20 g de marbre (calcaire à 90% de carbonate de calcium pur) par l'acide chlorhydrique en excès ?
- 21 - 6 Peut-on préparer des solution contenant à la fois :
- 1)  $\text{BaCl}_2$  et  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;
  - 2)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  et  $\text{MgSO}_4$ ;
  - 3)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  et  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
  - 4)  $\text{CaCl}_2$  et  $\text{AgNO}_3$ ;
  - 5)  $\text{MgCl}_2$  et  $\text{NaOH}$ .
- Ecrire les équations des réactions ioniques.
- 21 - 7 Quelle est la masse de chlorure de magnésium qu'on obtient à partir de 0,5 kg de magnésie à 5% d'impuretés ?
- 21 - 8 On chauffe 200 kg de craie à 10% d'impuretés. Quel est le volume du gaz carbonique dégagé ?
- 21 - 9 On décompose 50 kg de craie contenant 90% de carbonate de calcium pur. Calculer la masse d'oxyde de calcium formé.
- 21 -10 Calculer la masse de l'hydroxyde de magnésium obtenu au cours d'une réaction de 2 moles de sulfate de magnésium avec la soude.
- 21 -11 On fait passer le gaz carbonique formé au cours d'une réaction de 69 g de carbonate de potassium avec la quantité nécessaire de l'acide chlorhydrique dans une solution, contenant 40 g d'hydroxyde de sodium. Ecrire les équations de ces réactions et calculer les masses des produits.
- 21 -12 On chauffe 100 kg de magnésite contenant 92% de carbonate de magnésium. Calculer la masse de magnésie formée et le volume du gaz dégagé.

F E R.

- 22 - 1 Quelles masses de fer et de soufre (supposés purs) doit-on combiner pour obtenir 100 g de sulfure ferreux ? Quel volume de sulfure d'hydrogène (dans des conditions où le volume molaire vaut 25 litres) obtient-on en traitant ce sulfure ferreux par de l'acide chlorhydrique dilué en excès ?
- 22 - 2 Quelle masse de vapeur d'eau a été décomposée par le fer, si au cours de cette réaction on obtient :
- a) 8 molécules-kg d'hydrogène
  - b) 2 m<sup>3</sup> d'hydrogène ?
- 22 - 3 Dans une solution contenant 3 moles de sulfate de fer on ajoute de la potasse. Calculer la masse nécessaire de potasse et les masses des produits obtenus.
- 22 - 4 Quelle masse de sulfate ferreux peut-on obtenir au cours d'une réaction de l'acide sulfurique avec 7 g de fer ?
- 22 - 5 En admettant que le fer, en brûlant dans l'oxygène, passe, à masses égales, dans les deux oxydes formés, quel volume d'oxygène faudrait-il pour brûler complètement 5,6 g de fer ?
- 22 - 6 Quel volume d'hydrogène obtient-on en attaquant 11,2 g de fer pur :
- a) par l'acide chlorhydrique;
  - b) par l'acide sulfurique dilué ?
- 22 - 7 Ecrire les réactions successives. Equilibrer. Indiquer les conditions de ces transformations.
- $$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$$
- 22 - 8 Dans une réaction de sulfure de plomb avec l'aluminium il y a formation de sulfure d'aluminium et de plomb. Ecrire l'équation de la réaction. Indiquer l'oxydant et le réducteur.
- 22 - 9 Quelle masse de monoxyde de carbone est nécessaire pour réduire 320 tonnes d'oxyde ferrique ?
- 22 - 10 Quelle masse de fer contenant 10% d'impuretés faut-il prendre pour réduire :
- a) 128 g de cuivre;
  - b) 10 atomes-grammes de cuivre de solution de sulfate de cuivre ?
- 22 - 11 On réduit 16 g d'oxyde ferrique pur par de la poudre d'aluminium. Quelle masse de poudre d'aluminium faut-il mélanger à l'oxyde pour qu'après la réaction il ne reste aucun des deux réactifs ? Quelles sont les masses des produits obtenus ?

ALUMINIUM.

- 23 - 1 Calculer la composition centésimale de l'aluminium dans les combinaisons suivantes :
- a)  $Al_2O_3$ ;    b)  $Al(OH)_3$ ;    c)  $Al_2(SO_4)_3$ .
- 23 - 2 Calculer la masse de chlorure d'aluminium formé au cours d'une réaction d'acide chlorhydrique avec :
- a) 7,1 g d'aluminium;
- b) 38 g d'hydroxyde d'aluminium.
- 23 - 3 On brûle 10 kg de poudre d'aluminium. Quelle est la masse du corps formé ?
- 23 - 4 10 g d'un mélange de soufre et d'aluminium brûlent sans résidu. Quelle était la composition du mélange ? Quel volume gazeux peut-on obtenir en versant sur le solide obtenu un excès d'acide chlorhydrique ?
- 23 - 5 Une soudure par aluminothermie demande la préparation de 2,8 kg de fer. Quelles sont les masses des produits qui doivent réagir ?
- 23 - 6 Calculer la masse du fer formé au cours d'une réduction de 16 g d'oxyde ferrique par l'aluminium.
- 23 - 7 On réduit l'oxyde ferrique pur par de la poudre d'aluminium. Quelle est la masse de poudre d'aluminium nécessaire pour obtenir :
- a) 5,6 g de fer;    b) 4 atomes-grammes de fer ?
- 23 - 8 L'hydroxyde d'aluminium réagit avec un excès de soude en formant l'aluminate de sodium. Quelle est la masse de la soude qui réagit avec 1 mole d'hydroxyde d'aluminium ? Quelle est la masse de l'aluminate de sodium formé au cours de cette réaction ?
- 23 - 9 Quelle masse du fer obtient-on par l'aluminothermie à partir de 10 kg d'oxyde ferrique ?
- 23 - 10 Quelle masse du chrome se réduit par l'aluminothermie à partir d'un kg d'oxyde de chrome ( $Cr_2O_3$ ).
- 23 - 11 Une solution d'acide chlorhydrique obtenue en dissolvant 224 litres de gaz par litre d'eau est employée pour "dissoudre" 1,35 kg d'aluminium. Combien de litres en faut-il ? Quel est le volume de l'hydrogène dégagé ?
- 23 - 12 La première méthode de préparation industrielle de l'aluminium s'opérait par l'action du sodium sur le chlorure d'aluminium.
- a) Montrer que l'opération mérite le nom de réduction;
- b) Quelle masse d'aluminium pouvait-on obtenir en utilisant 1 kg de sodium ?
- 23 - 13 On traite 50 g de sulfate d'aluminium par un excès de soude. Sous quelle forme passe l'élément Al ? Même question en employant l'ammoniaque au lieu de la soude; quel serait, dans ce cas, le poids du précipité obtenu ?

- 23 - 14 Quelle masse de soufre en fleur faut-il mélanger à 16,2 g d'aluminium pur en poudre pour qu'il ne reste, après la réaction, aucun des deux réactifs ? Calculer la masse du produit obtenu.
- 23 - 15 On traite 9 g d'un alliage léger par une solution chaude de soude en excès. Sachant que l'on recueille 10,08 l d'hydrogène (dans des conditions normales), calculer le pourcentage d'aluminium dans l'alliage traité (les autres constituants de l'alliage ne sont pas attaqués par la soude).

### Z I N C.

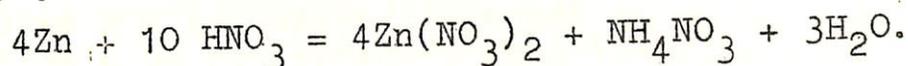
- 24 - 1 Quelles sont les transformations d'atomes de zinc dans les réactions avec :
- a) l'acide chlorhydrique;
  - b) l'acide sulfurique;
  - c) le nitrate de cuivre;
  - d) le chlore.

Ecrire les réactions successives. Indiquer les conditions des transformations.

- 24 - 2 Quelle masse d'oxyde de zinc pur se réduit par le carbone pour obtenir :
- a) 130 kg de zinc;
  - b) 10 atomes-kg de zinc ?

- 24 - 3 Quelle est la masse de sulfate de zinc obtenu au cours d'une réaction de 132 g de zinc à 2% d'impuretés avec 200 g d'acide sulfurique ? Quel corps est en excès ?

- 24 - 4 L'action de l'acide azotique dilué sur le zinc se formule :



Quelle masse de nitrate de zinc se forme à partir de 26,4 g de zinc à 2% d'impuretés ?

- 24 - 5 Dans une réaction d'acide chlorhydrique étendu avec 16,5 g de grenaille de zinc, on obtient 5,6 l d'hydrogène (dans des conditions normales). Calculer le pourcentage du zinc pur de la grenaille employée (on admet que l'impureté provient du plomb et n'est pas attaqué par l'acide).
- 24 - 6 On obtient le blanc de zinc en faisant brûler de la vapeur de zinc dans un courant d'air. Calculer la masse de zinc et le volume d'air (dans des conditions normales) exigés pour la préparation d'une tonne de blanc de zinc (on admettra que la composition de l'air correspond à  $\text{O}_2 + 4\text{N}_2$ ).
- 24 - 7 On grille une tonne de blende ( $\text{ZnS}$ ) contenant 15% d'impuretés. Calculer la masse d'oxyde obtenue et le volume du dioxyde de soufre qui se dégage pendant l'opération (dans des conditions de température et de pression pour lesquelles le volume molaire vaut 25 litres).

- 24 - 8 A partir d'une blende à 80% de sulfure ZnS, on prépare du zinc par grillage suivi de réduction. Expliquer les réactions. Calculer les masses de blende et de coke (à 85% de carbone) qu'il faut, au minimum, utiliser pour obtenir une tonne de zinc.

## H A L O G E N E S.

### F l u o r.

- 25 - 1 Quelle est la masse de fluor qui se trouve dans 20 kg de fluorine ( $\text{CaF}_2$ ) à 2,5% d'impuretés ?
- 25 - 2 Quelle est la masse de l'acide fluorhydrique obtenu au cours d'une explosion de 5 g de fluor avec de l'hydrogène en excès ?
- 25 - 3 Au cours de la décomposition de l'eau par l'action du fluor il y a formation de 8 moles d'acide fluorhydrique. Quelle est la masse de l'eau décomposée ?
- 25 - 4 Quelle masse d'acide fluorhydrique se dégage par l'action de 4 moles de fluorure de calcium sur la quantité nécessaire de l'acide sulfurique ?
- 25 - 5 Quelle masse d'acide sulfurique utilise-t-on avec :
- a) 39 g de fluorure de calcium;
  - b) 2 mol-g de fluorure de calcium;
  - c) 1,5 kg de fluorure de calcium
- pour préparer l'acide fluorhydrique ?
- 25 - 6 Quelle masse de fluorine, contenant 80% de  $\text{CaF}_2$  pur, faut-il utiliser pour préparer 2,5 kg d'acide fluorhydrique à 40% ?
- 25 - 7 Quelle est la masse de fluorine ( $\text{CaF}_2$ ) nécessaire pour préparer :
- a) 500 kg d'acide fluorhydrique;
  - b) 10 g de fluor ?

### C h l o r e.

- 26 - 1 A.- Indiquer pour le chlore :  
masse molaire, symbole, densité par rapport à l'air.
- B.- Quels sont les noms et les valences des éléments unis au chlore dans les chlorures dont les formules sont :
- $\text{AuCl}_3$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{HgCl}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  
 $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuCl}$  ?
- Peut-on obtenir directement ces composés par l'action du chlore sur les métaux ?

- 26 - 2 Quel est le degré d'oxydation du chlore dans chacun des composés suivants :  
 $\text{ClF}$ ;  $\text{ICl}$ ;  $\text{PCl}_3$ ;  $\text{NCl}_3$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{HClO}_2$ ;  $\text{HClO}_3$ ;  $\text{HClO}_4$  ?
- 26 - 3 Quelle est la masse du chlore contenu dans 6 kg de chlorure de sodium ?
- 26 - 4 L'eau de mer contient 2% de chlorure de sodium. Quelle est la masse du chlore contenu dans 10 tonnes d'eau de mer ?
- 26 - 5 Quelle masse du chlore se trouve dans 5 tonnes de chlorure de sodium à 2% d'impuretés ?
- 26 - 6 Quelle est la masse du chlore contenu dans 37,25 kg de chlorure de potassium ?
- 26 - 7 Quel est le volume occupé par 5 l de chlore liquide dans des conditions normales (la masse volumique du chlore est égale à 1,47) ?
- 26 - 8 Quel est le pourcentage de chlore dans le chlorure de sodium à 5% d'impuretés ?
- 26 - 9 Quels métaux donnent, avec le chlore, deux chlorures ? Indiquer les formules et les noms de ces composés.
- 26 -10 Quel volume de chlore faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir 2 l d'eau de chlore saturée ?
- 26 -11 Une usine produit 5 t de chlore par jour. Quelle masse de sel marin supposé anhydre (sans eau) doit-elle traiter ?
- 26 -12 Ecrire les équations des réactions du chlore avec :
- |                |                 |
|----------------|-----------------|
| a) l'hydrogène | b) le calcium   |
| c) le sodium   | d) le potassium |
| e) le fer.     |                 |
- 26 -13 Au cours d'une réaction de l'aluminium avec le chlore on obtient 26,7 g de chlorure d'aluminium. Quelle est la masse de chlore disparu ?
- 26 -14 Quelle masse de cuivre doit-on faire brûler dans le chlore pour obtenir 40,5 g de chlorure cuivrique ?
- 26 -15 Quelle masse de chlorure de sodium à 3% d'impuretés faut-il utiliser pour préparer 2 tonnes de chlore par électrolyse ?
- 26 -16 Quelle masse d'acide chlorhydrique à 30% utilise-t-on dans une réaction avec le permanganate de potassium pour préparer 28,4 g de chlore ?
- 26 -17 On chauffe 17,4 g de bioxyde de manganèse avec de l'acide chlorhydrique en excès. Quelle est la masse de chlore obtenu ?
- 26 -18 Ecrire les équations des réactions de combustion des corps suivants dans le chlore (leurs valences sont indiquées entre parenthèses) :
- $\text{Sn}(4)$  étain;  $\text{P}(3)$  phosphore;  $\text{Na}(1)$  sodium.

- 26 - 19 Au cours d'une réaction de fer avec le chlore il y a formation de chlorure ferrique ( $\text{FeCl}_3$ ). Ecrire l'équation de cette réaction, calculer la masse du chlore qui reste en excès si la réaction se produit entre 2,8 g de fer et 8 g de chlore.
- 26 - 20 On prépare le chlore par action de l'acide chlorhydrique concentré sur le permanganate de potassium. La réaction se formule :
- $$2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \longrightarrow 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}_2$$
- Calculer : a) le nombre de moles du chlore;  
b) la masse du chlore  
c) le volume du chlore,
- qui peuvent être obtenus si on prend 79 g de  $\text{KMnO}_4$  et la quantité d'acide chlorhydrique nécessaire.

H Cl.

- 27 - 1 Calculer la masse d'un litre de gaz chlorhydrique dans des conditions normales de température et de pression.
- 27 - 2 Quelle est le nombre de moles de chlorure d'hydrogène contenus dans 200 g d'une solution d'acide chlorhydrique à 37% ?
- 27 - 3 Quelles masses d'acide chlorhydrique et d'eau faut-il utiliser pour obtenir :
- a) 1 kg d'acide chlorhydrique à 33%  
b) 1 tonne d'acide chlorhydrique à 35% ?
- 27 - 4 Calculer les masses de chlorure de sodium et d'acide sulfurique nécessaire pour obtenir :
- a) 365 g d'acide chlorhydrique;  
b) 240 g de bisulfate de sodium;  
c) 10 moles de sulfate de sodium.
- 27 - 5 Quelle est la masse de chlorure d'hydrogène obtenue par l'action de 23,4 g de chlorure de sodium sur l'acide sulfurique en excès ?
- 27 - 6 Quelle est la masse de chlorure d'hydrogène obtenu par action de 20 kg d'hydrogène sur du chlore en excès ?
- 27 - 7 L'acide chlorhydrique réagit avec les corps suivants :
- $\text{Zn}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Al}$ .
- Ecrire les équations des réactions lorsque celles-ci semblent possibles.
- 27 - 8 On attaque du zinc pur par l'acide chlorhydrique. Sachant que la réaction fait disparaître une masse de métal égale à 13 grammes, calculer le volume du gaz recueilli (dans des conditions où le volume molaire vaut 24 litres).

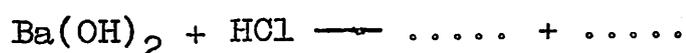
- 27 - 9 Quel volume d'hydrogène peut-on préparer par l'action de l'acide chlorhydrique sur le zinc avec :
- a) 6,5 g de zinc;
  - b) 3,65 g d'acide pur ?

- 27 - 10 Ecrire les réactions de l'acide chlorhydrique sur les bases suivantes :

- a) l'hydroxyde de calcium;
- b) l'hydroxyde de zinc;
- c) l'hydroxyde de magnésium.

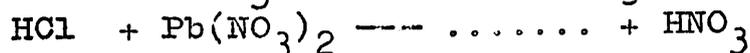
Quels sont les noms des sels formés ?

- 27 - 11 Compléter et rectifier les réactions et écrire les noms des corps au-dessous des formules :



- 27 - 12 On verse peu à peu une solution normale d'acide chlorhydrique dans 10 cm<sup>3</sup> d'une solution de soude teintée par du tournesol. Sachant que le tournesol vire lorsqu'on a versé 20 cm<sup>3</sup> de solution acide, calculer la masse de soude dissoute dans 1 litre de solution basique et la masse du chlorure de sodium formé.

- 27 - 13 Rectifier ou compléter l'écriture des réactions suivantes effectuées en solution (l'acide nitrique et les nitrates sont solubles) :



- a) Comment réaliser ces réactions de la façon la plus simple, à froid ?
- b) Quelles sont les réactions qui permettent de reconnaître l'acide chlorhydrique ?

- 27 - 14 Quelle masse de chlorure de calcium et d'acide sulfurique faut-il faire réagir pour préparer 156 g de gaz chlorhydrique ?

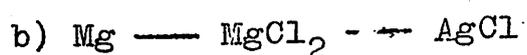
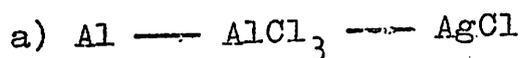
- 27 - 15 Le gaz chlorhydrique se forme au cours de l'action de l'acide chlorhydrique sur 14,9 g de sulfate de potassium. Calculer la masse du sel obtenu après évaporation de l'eau.

- 27 - 16 Calculer la masse de l'oxyde de magnésium qui réagit avec de l'acide chlorhydrique pour former :

- a) 3 moles;
- b) 4,65 g

de chlorure de magnésium.

- 27 - 17 Ecrire les équations des réactions suivantes, équilibrer et nommer les produits :



- 27 - 18 Ecrire les équations des transformations suivantes. Indiquer les conditions de ces transformations :



- 27 - 19 Quelle est la masse de nitrate d'argent nécessaire pour préparer 28,7 g de AgCl au cours d'une réaction avec l'acide chlorhydrique ?
- 27 - 20 Quelle est la masse d'acide chlorhydrique à 20% nécessaire pour dissoudre 10 g de carbonate de calcium ?
- 27 - 21 Ecrire les réactions successives, équilibrer :
- $$\begin{array}{l} \text{NaCl} \xrightarrow{\quad} \text{HCl} \xrightarrow{\quad} \text{Cl}_2 \xrightarrow{\quad} \text{HCl} \xrightarrow{\quad} \text{ZnCl}_2 \\ \text{CaCl}_2 \xrightarrow{\quad} \text{HCl} \xrightarrow{\quad} \text{AlCl}_3 \xrightarrow{\quad} \text{HCl} \xrightarrow{\quad} \text{Cl}_2 \\ \text{Cl}_2 \xrightarrow{\quad} \text{HCl} \xrightarrow{\quad} \text{MgCl}_2 \xrightarrow{\quad} \text{HCl} \end{array}$$
- 27 - 22 Au cours d'une réaction de l'acide chlorhydrique avec 255 g de nitrate d'argent, on obtient un résidu. Ecrire l'équation de cette réaction et calculer la masse de ce résidu.
- 27 - 23 Quelle est la masse de chlorure de calcium formé par l'action de 20 g d'une solution d'acide chlorhydrique à 5% sur le carbonate de calcium en excès ?
- 27 - 24 On oxyde du cuivre à l'état d'oxyde cuivrique, puis on le décape par l'acide chlorhydrique. Calculer la masse du cuivre qui s'est oxydé, sachant que la masse du sel formé au cours de la seconde réaction est 2,69 g.
- 27 - 25 On verse une solution de nitrate d'argent dans 10 cm<sup>3</sup> d'une solution d'acide chlorhydrique en quantité suffisante pour faire disparaître tous les ions chlorure de la solution acide. Le précipité obtenu, recueilli sur un filtre, puis lavé et séché, pèse 14,35 g. En déduire la masse de chlorure d'hydrogène dissous dans 1 litre de solution acide.
- 27 - 26 L'électrolyse de l'acide chlorhydrique donne autant de molécules de chlore à l'anode que de molécules d'hydrogène à la cathode. Expliquer ces dégagements gazeux à partir de la structure ionique de l'acide chlorhydrique et calculer la masse d'acide H<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup> qui disparaît de la solution au cours d'une électrolyse qui fournit 120 m<sup>3</sup> d'hydrogène à la cathode (dans des conditions où le volume molaire vaut 24 litres).
- 27 - 27 Calculer les masses d'hydrogène et de chlore qui sont nécessaires pour préparer :
- a) 7,3 t;      b) 10 moles;      c) 448 l
- d'acide chlorhydrique (dans des conditions normales).
- 27 - 28 Calculer les masses d'hydrogène et de chlore nécessaires pour obtenir 1 tonne d'acide chlorhydrique à 3,1% dans des conditions où les substances mises en réaction sont pures et la réaction est complète.

- 27 - 29 Quelle est la masse de bioxyde de manganèse nécessaire pour obtenir 142 g de chlore au cours d'une réaction avec : a) 8 moles d'acide chlorhydrique;  
b) 0,5 moles d'acide chlorhydrique ?
- 27 - 30 Calculer la masse de bioxyde de manganèse qui reste en excès au cours d'une réaction de 73 g de HCl avec 50 g de MnO<sub>2</sub>.
- 27 - 31 Au cours d'une réaction de l'acide chlorhydrique avec le bioxyde de manganèse on obtient le chlore. Ecrire les équations des réactions et indiquer les propriétés du chlore.

B r o m e.

- 28 - 1 L'eau de mer contient 2% de bromure de sodium. Quelle est la masse de brome contenu dans 2 tonnes d'eau de mer?
- 28 - 2 Quelle est la composition du brome dans le bromure de sodium et dans le bromure de potassium (en %) ? Quelles masses de bromure de potassium et de bromure de sodium faut-il utiliser pour préparer 500 kg de brome par électrolyse ?
- 28 - 3 Déterminer la valence du brome dans les composés suivants : FeBr<sub>2</sub>, KBr, Ca(BrO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.  
Ecrire les formules développées de ces composés.
- 28 - 4 Quelle masse d'aluminium utilise-t-on avec le brome pour préparer 6 moles de bromure d'aluminium ?
- 28 - 5 Quelle masse d'acide bromhydrique prépare-t-on par l'action de 2 moles de brome avec une quantité nécessaire d'hydrogène ?
- 28 - 6 Quelle est la masse de brome qui se forme au cours d'une réaction de 3 moles d'acide bromhydrique sur l'acide sulfurique concentré :
- $$2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad ?$$
- 28 - 7 Quelle est la masse du bromure de calcium préparé par l'action de 5 moles de brome avec la quantité nécessaire de calcium ?
- 28 - 8 Dans une solution contenant 11,9 g de bromure de potassium on ajoute 20 g de nitrate d'argent. On filtre le précipité obtenu. Qu'est ce qu'on trouve dans le filtrat et en quelle quantité ?
- 28 - 9 92 g de bromure de magnésium réagissent sur le chlore. Calculer la masse de chlore nécessaire pour opérer cette réaction.
- 28 - 10 Calculer les masses de KBr et d'eau, qui sont nécessaires pour préparer 12 g d'une solution de bromure de potassium à 2%.

- 28 - 11 Quelle masse de bromure de sodium réagit avec l'acide sulfurique, si, au cours de cette réaction, se dégage 32,4 g de bromure d'hydrogène ?
- 28 - 12 On traite une solution de bromure de potassium par l'eau de chlore. Ecrire l'équation de la réaction.

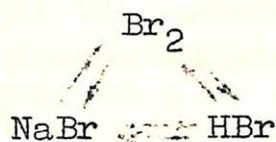
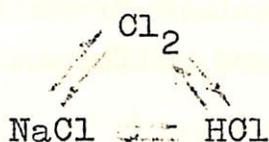
I o d e.

- 29 - 1 Quelles sont les masses d'iode et d'alcool nécessaires pour préparer 200 g d'une solution d'iode médical à 5% ?
- 29 - 2 Quelles masses d'iode et d'eau faut-il utiliser pour préparer 400 g d'une solution d'iode à 15% ?
- 29 - 3 Quelle est la masse du chlore qui réagit avec l'iodure de potassium pour former 25,4 g d'iode ?
- 29 - 4 Sous l'action de courant de 3 litres de chlore sur 4,15 g d'iodure de potassium en solution il y a formation d'iode pur. Quelle est la masse d'iode formé ?
- 29 - 5 Quelle est la masse d'iode dégagé par l'action du chlore sur 40 g d'une solution d'iodure de potassium à 10% ?
- 29 - 6 Dans une réaction d'acide chlorhydrique avec le bioxyde de manganèse on obtient du chlore qui sert à la préparation de 12,7 g d'iode d'une solution d'iodure de potassium. Quelle est la masse de l'acide chlorhydrique ?
- 29 - 7 Quelle est la masse du chlore dans un litre d'air chloré (pris en m.grammes) si au cours d'une réaction de 2 l d'air chloré avec une solution d'iodure de potassium on obtient 91,6 moles d'iode ?

HALOGENES - PROBLEMES COMBINES.

- 30 - 1 Compléter les équations des réactions qui s'effectuent :
- |  |  |
|--|--|
| $\text{NaCl} + \text{Br}_2 \text{ ---}$  | $\text{NaI} + \text{Cl}_2 \text{ ---}$ |
| $\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \text{ ---}$  | $\text{NaCl} + \text{I}_2 \text{ ---}$ |
| $\text{NaI} + \text{Br}_2 \text{ ---}$   | $\text{NaCl} + \text{KBr} \text{ ---}$ |
| $\text{NaI} + \text{AgNO}_3 \text{ ---}$ |  |
| $\text{NaI} + \text{CaCl}_2 \text{ ---}$ |  |
- 30 - 2 Quelle est la masse du brome formé par l'action du chlore sur 400 g d'une solution de bromure de sodium à 15% ?
- 30 - 3 Calculer la composition centésimale des halogènes (F, Cl, Br, I) dans leurs composés hydrogénés.
- 30 - 4 Quelle masse de brome se dégage par l'action du chlore en excès sur une solution contenant 4,76 g de bromure de potassium ?

- 30 - 5 Au cours d'une réaction d'iode avec le chlore il y a formation d'un composé contenant 21,8% de chlore. Quelle est la formule de cette substance ?
- 30 - 6 Ecrire les équations ioniques des réactions suivantes et indiquer le réducteur pour chaque équation :
- a)  $2KI + Br_2 \longrightarrow 2KBr + I_2$   
 b)  $2NaBr + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl + Br_2$
- 30 - 7 Quelles sont les masses de brome obtenues par action de 1,5 moles de chlore sur :
- a) bromure de potassium  
 b) bromure de calcium.
- 30 - 8 Ecrire les réactions successives. Equilibrer. Indiquer les conditions de ces transformations.



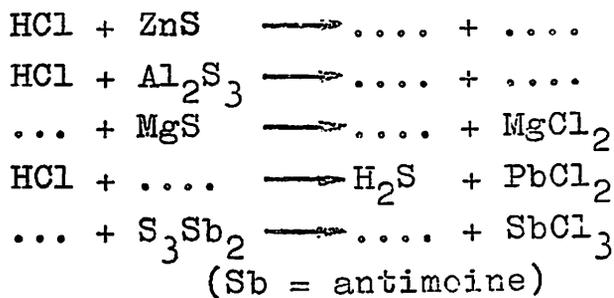
SOUFRE.

- 31 - 1 Quels sont les 3 procédés qui permettent de séparer le soufre des impuretés naturelles, telles que le sable ou le calcaire ?
- 31 - 2 Calculer la composition centésimale du sulfure ferreux.
- 31 - 3 Calculer la masse de soufre dans 50 g de sulfure ferreux contenant 12% d'impuretés.
- 31 - 4 On veut préparer 100 g de sulfure ferreux par l'action du soufre sur le fer. En admettant que les deux corps soient purs, calculer les masses de soufre et de fer qu'il faut utiliser.
- 31 - 5 Quelle masse de poudre de zinc pur faut-il préalablement mélanger à 40 g de soufre pour que la réaction de ces deux corps simples transforme le mélange en sulfure de zinc ?
- 31 - 6 On attaque 11 g de sulfure ferreux FeS par l'acide chlorhydrique. Décrire la réaction et calculer le volume du gaz obtenu, dans les conditions pour lesquelles le volume molaire vaut 24 l.
- 31 - 7 Ecrire les réactions qui permettent d'effectuer les transformations suivantes :
- $$S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow SO_3 \longrightarrow H_2SO_4 \longrightarrow HCl.$$
- 31 - 8 Calculer le volume de gaz sulfhydrique qu'on peut obtenir à partir de :
- a) 4 m-g de  $H_2$     b) 60 g de  $H_2$     c) 10 l de  $H_2$   
 d) 6,4 g de soufre    e) 80 kg de S.

- 31 - 9 Calculer les masses de FeS pour l'obtention de H<sub>2</sub>S au cours des réactions entre FeS et 20 ml d'acides suivants : a) HCl à 22%; b) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> à 50,11%.
- 31 - 10 En barbotant H<sub>2</sub>S dans la solution de nitrate de zinc Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> on obtient 9,7 g de précipité. Calculer la masse de Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> nécessaire.
- 31 - 11 Calculer la masse du sulfure de plomb obtenu au cours de l'action du gaz sulfhydrique sur 20 g de solution d'acétate de plomb à 10%. Ecrire l'équation ionique.
- 31 - 12 Calculer le volume du gaz sulfureux obtenu à partir de 6,8 g de soufre et 4,48 l d'oxygène. Quel corps reste en excès ?
- 31 - 13 Quelle quantité d'oxygène exprimée en :  
a) grammes, b) litres, c) molécules-grammes, est nécessaire pour l'obtention du gaz sulfureux à partir de 48 g de soufre.
- 31 - 14 Quel est le volume occupé par le gaz sulfureux obtenu à partir de : a) 4 g de soufre; b) 0,5 kg de soufre; c) 3 t de soufre ?
- 31 - 15 Calculer le volume de l'air nécessaire pour l'oxydation de 160 g de soufre, (en admettant que l'oxygène occupe 1/5 du volume d'air).
- 31 - 16 Quelle masse de pyrite faut-il griller dans l'oxygène pour préparer 2 kg de gaz sulfureux avec un rendement de 80%.
- 31 - 17 On traite du sulfite disodique par l'acide chlorhydrique. Expliquer la réaction, écrire son équation et calculer la masse du sel disparu sachant que le volume du gaz obtenu mesure 1,2 litre (dans des conditions où le volume molaire vaut 24 litres).
- 31 - 18 On fait barboter du gaz sulfureux dans de l'eau pure; on ajoute à celle-ci de l'eau de chlore, puis une solution de chlorure de baryum. Ecrire les équations ioniques des réactions. Sachant que le précipité obtenu pèse 4,66 g, calculer le volume de gaz sulfureux qui s'est oxydé à l'état d'ion sulfate.
- 31 - 19 Par l'oxydation catalytique de 19,2 kg de SO<sub>2</sub> dans l'oxygène on obtient 22,5 kg de SO<sub>3</sub>. Quel est le rendement de cette réaction ?
- 31 - 20 Calculer la masse d'acide sulfurique qu'on peut obtenir à partir de 1 t de FeS<sub>2</sub> contenant 45% d'impuretés
- 31 - 21 Quel volume de solution d'acide sulfurique (contenant 4,9 g d'acide pur par litre) faut-il verser dans 20 cm<sup>3</sup> d'une solution de soude teintée par de la phtaléine (contenant 4 g de soude par litre) pour obtenir, à une goutte près, le virage de l'indicateur coloré ? Nommer le sel formé et calculer sa masse.

- 31 - 22 On attaque 3,42 g de grenaille de zinc par l'acide sulfurique dilué et froid jusqu'à cessation de la réaction. Sachant que le volume du gaz dégagé est 1,12 l (dans des conditions normales) calculer le pourcentage de zinc pur contenu dans la grenaille.
- 31 - 23 Quelle masse de soufre faut-il faire réagir sur de l'acide sulfurique concentré et bouillant pour obtenir le gaz sulfureux exigé par la fabrication à un siphon de 5 l d'anhydride sulfureux liquide, dont la masse volumique est 1,43 kg par litre ?
- 31 - 24 On verse :
- une solution de chlorure de baryum dans 0,5 m-g d'acide sulfurique;
  - une solution de nitrate de baryum dans 0,25 m-g de  $H_2SO_4$ ;
  - une solution de  $Ba(OH)_2$  dans 4,9 g de  $H_2SO_4$ .
- Calculer les masses des précipités obtenus.
- 31 - 25 20 ml d'acide sulfurique à 40,35% sont neutralisés par 400 ml de solution de potasse. Quel est le titre en % de solution de potasse ?
- 31 - 26 Quelle masse d'acide sulfurique ordinaire (à 65% d'acide pur) peut-on théoriquement obtenir à partir d'une tonne de pyrite contenant 80% de sulfure  $FeS_2$  ?
- 31 - 27 Ecrire les réactions des transformations suivantes :
- $$Fe \longrightarrow FeS \longrightarrow H_2S \longrightarrow ZnS \longrightarrow ZnCl_2.$$
- 31 - 28 Equilibrer les équations suivantes; expliquer leur mécanisme d'oxydo-réduction :
- $SO_2 + H_2O + Cl_2 \longrightarrow H_2SO_4 + HCl$
  - $Cu + H_2SO_4 \longrightarrow$   
conc
  - $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + S + H_2O$   
conc
  - $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$   
conc
  - $H_2S + SO_2 \longrightarrow S + H_2O$
  - $H_2SO_4 + O \longrightarrow$
  - $H_2SO_4 + S \longrightarrow$
- 31 - 29 Quelle masse de soufre doit-on brûler dans une salle dont les dimensions sont 5 x 6 x 4 m, si l'on veut remplacer l'oxygène par du gaz sulfureux ?
- 31 - 30 Quelles masses de soufre et d'aluminium faut-il prendre pour réaliser, sans reste, la synthèse de 100 g de sulfure d'aluminium ?

31 - 31 Compléter en écriture ionique les équations chimiques suivantes, traductions d'expériences dans lesquelles interviennent des sulfures métalliques solides et des solutions d'acide chlorhydrique :



31 - 32 En versant une solution fraîchement préparée de gaz sulfureux dans un appareil producteur d'hydrogène en activité, il se dégage un gaz à odeur nauséabonde ( $\text{H}_2\text{S}$ ); en même temps le liquide est troublé par un dépôt jaunâtre. Expliquer cette expérience et écrire les équations des réactions qui permettent d'interpréter les observations.

31 - 33 On désire préparer du gaz sulfureux par l'action de l'acide chlorhydrique sur un sulfite. Quel volume de gaz sulfureux obtiendra-t-on en attaquant ainsi 10 g de sulfite disodique ? N'aurait-on pas avantage à attaquer 10 g de sulfite monosodique ?

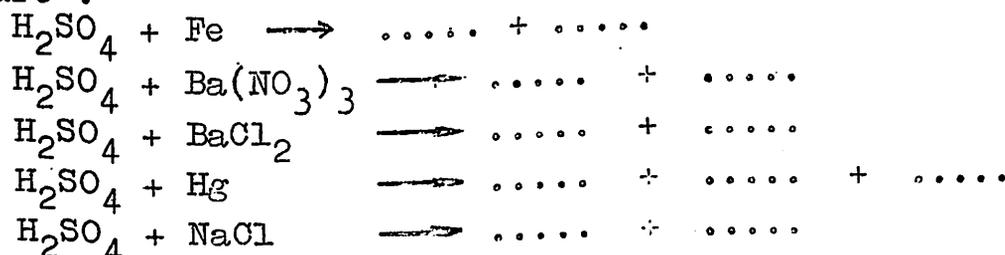
31 - 34 Quel volume maximal de gaz sulfureux peut-on faire absorber par 100 cm<sup>3</sup> d'une solution de soude à 4 g de soude par litre ?

31 - 35 Par quelles opérations peut-on passer du soufre à l'anhydride sulfureux, puis à l'anhydride sulfurique, puis à l'acide sulfurique ? Ecrire les équations des réactions. De quelle masse minimale de soufre faut-il partir pour obtenir 196 g d'acide sulfurique ?

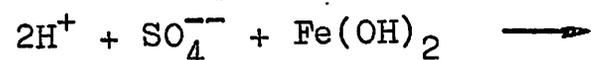
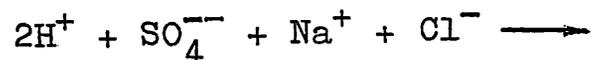
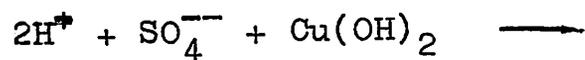
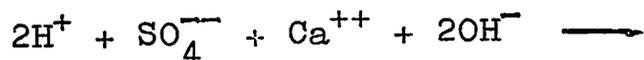
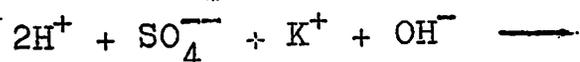
31 - 36 Ecrire l'équation de la réaction de l'acide sulfurique étendu et froid sur l'aluminium. Quel volume d'hydrogène obtient-on par l'attaque de 2,7 g d'aluminium ?

31 - 37 L'acide sulfurique concentré et chaud attaque l'argent comme il attaque le cuivre. Ecrire les équations des réactions qui permettent d'interpréter les résultats observés.

31 - 38 Compléter les réactions suivantes en précisant l'écriture :



31 - 39 Compléter les équations des réactions suivantes en admettant la formation de sulfates non hydrogénés :



31 - 40 Ecrire la réaction qui permet d'obtenir l'acide phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$  par action de l'acide sulfurique sur le phosphate tricalcique  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Quelle masse d'acide phosphorique peut-on obtenir en partant d'une tonne de phosphate tricalcique naturel contenant 20% d'impuretés?

31 - 41 Quelle masse de pyrite  $\text{FeS}_2$  à 15% d'impuretés faut-il traiter pour obtenir une tonne d'acide sulfurique à 70%? Quelle masse d'eau a-t-on utilisé ?

### A Z O T E.

32 - 1 Calculer les masses d'azote et d'hydrogène nécessaires pour la préparation de 1 t d'ammoniac

32 - 2 Calculer le volume du gaz ammoniac obtenu par l'action du chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sur 75 kg de chaux éteinte, contenant 98,2% de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  pur.

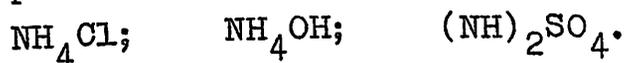
32 - 3 Ecrire les réactions qui accompagnent les transformations suivantes :



32 - 4 Quelles substances et en quelles quantités peut-on trouver après la réaction entre 10 g de  $\text{NH}_3$  et 10 g de  $\text{HCl}$ .

32 - 5 Calculer la masse de sulfate d'ammonium obtenu par l'action d'ammoniac sur 5 t d'acide sulfurique à 68%.

32 - 6 Trois éprouvettes contiennent les solutions suivantes :



Comment peut-on les distinguer ? Ecrire les équations des réactions.

32 - 7 On a fait réagir 35 g de  $\text{NH}_3$  sur 73 g de  $\text{HCl}$ . Calculer la masse du produit obtenu. Quel corps reste en excès ?

32 - 8 Quelles masses de carbonate acide d'ammonium faut-il décomposer par le chauffage pour obtenir :

a) 68 g d'ammoniac;

b) 352 g de gaz carbonique ?

32 - 9 On fait agir :

- a) 8 g d'oxygène sur 7 g d'azote;
- b) 16 g d'azote sur 16 g d'oxygène;
- c) 45 l d'azote sur 44,8 l d'oxygène.

Quelles sont les masses de monoxyde d'azote formées ?  
Quels réactifs restent en excès ?

32 - 10 Calculer pour le monoxyde d'azote les grandeurs suivantes :

- a) sa densité par rapport à l'hydrogène;
- b) la masse d'un litre;
- c) le volume d'un gramme;
- d) le volume de 0,5 molécule-gramme.

32 - 11 Calculer le volume d'oxygène nécessaire pour l'oxydation de : a) 6 g; b) 3 kg; c) 7 l  
d'oxyde azotique

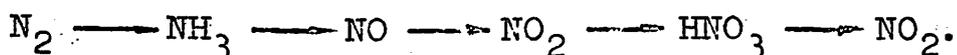
en bioxyde d'azote.

32 - 12 On fait agir 2 kg d'acide sulfurique à 95% d'acide pur sur du nitrate de sodium. Calculer la masse d'acide nitrique obtenu.

32 - 13 On décompose l'acide nitrique concentré. Ecrire la réaction et calculer le volume de bioxyde d'azote obtenu à partir de :

- a) 126 g d'acide nitrique;
- b) 0,25 m-g d'acide nitrique.

32 - 14 Ecrire les réactions des transformations suivantes :



32 - 15 Calculer la masse de l'acide nitrique qu'on peut obtenir à partir de 100 m<sup>3</sup> de NH<sub>3</sub> en admettant un rendement global de 90%.

32 - 16 On fait réagir à chaud de l'acide nitrique fumant sur du soufre. En admettant que la réduction de l'acide donne uniquement NO<sub>2</sub>, écrire l'équation de l'oxydo-réduction.

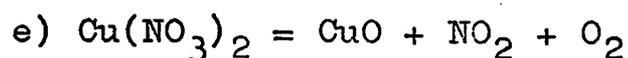
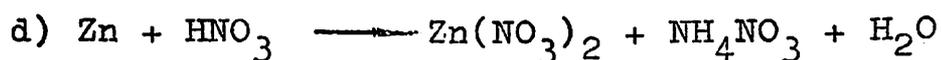
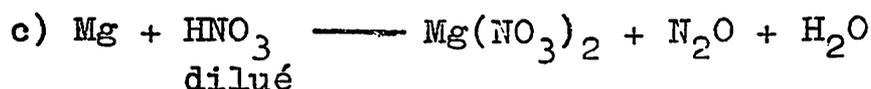
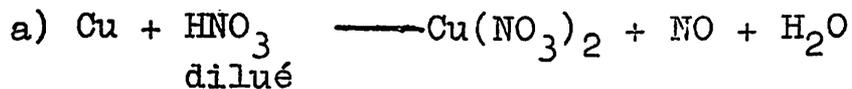
On dilue la solution obtenue avec de l'eau froide et on ajoute du chlorure de baryum. Calculer la masse de soufre qui a été oxydé, sachant que la masse du précipité obtenu est 11,65 g.

32 - 17 On fait attaquer du cuivre par 56 g d'acide nitrique dilué et par 126 g d'acide nitrique concentré.  
Ecrire l'équation ionique et globale de chaque réaction et calculer les masses de cuivre utilisées.

32 - 18 Ecrire la réaction de la décomposition du nitrite d'ammonium et calculer le volume de l'azote obtenu par décomposition complète de : a) 320 kg; b) 10 m-g de nitrite d'ammonium.

32 - 19 Ecrire l'équation chimique de la réaction d'oxydo-réduction que donne le carbone avec le nitrate de potassium solide, sachant qu'il se forme de l'azote libre, du gaz carbonique et du carbonate de potassium K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> solide. Calculer le volume gazeux obtenu par oxydation complète de 10 g de charbon de bois contenant 60% de carbone pur.

- 32 - 20 On fait barboter l'ammoniac dans une solution d'acide nitrique (50 g à 40%). Calculer la masse du sel obtenu.
- 32 - 21 Calculer la masse d'azote contenu dans 100 kg des sels suivants :  $\text{NaNO}_3$ ;  $(\text{NH})_2\text{SO}_4$ ;  $\text{NH}_4\text{IO}_3$ . Nommer ces sels.
- 32 - 22 Expliquer le mécanisme des réactions d'oxydo-réduction suivantes et équilibrer les équations :



- 32 - 23 Ecrire les équations chimiques traduisant les actions sur l'ammoniaque des acides suivants en solution :

acide chlorhydrique :  $\text{HCl}$

acide nitrique :  $\text{HNO}_3$

acide sulfhydrique :  $\text{H}_2\text{S}$

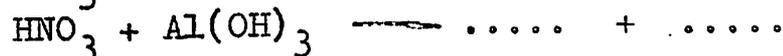
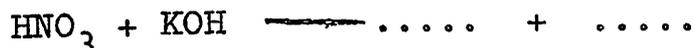
acide sulfurique :  $\text{H}_2\text{SO}_4$

acide carbonique :  $\text{H}_2\text{CO}_3$

acide phosphorique :  $\text{H}_3\text{PO}_4$

Indiquer les noms des sels formés.

- 32 - 24 Dans une solution ammoniacale de volume  $20 \text{ cm}^3$  additionnée de quelques gouttes d'hélianthine, on laisse tomber peu à peu une solution d'acide sulfurique à 9,8 g par litre. Le virage se produit pour une addition de  $14 \text{ cm}^3$  de solution sulfurique. Calculer la concentration de la solution ammoniacale, en grammes par litre.
- 32 - 25 100 g de nitrate d'ammonium sont traités par un excès de chaux éteinte. Quel est le volume de gaz ammoniac dégagé ?
- 32 - 26 Pour les corps solubles les réactions suivantes ont lieu en mélangeant les solutions. Les écrire correctement. Indiquer, au-dessous des formules des corps formés, leurs noms.



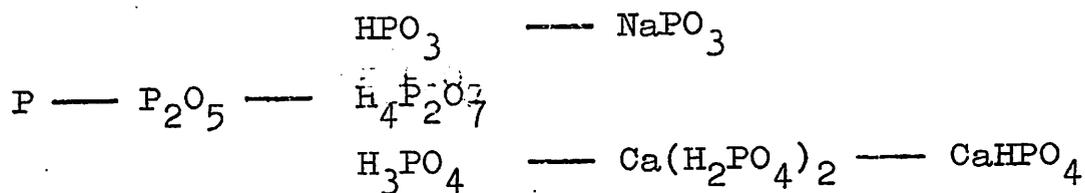
- 32 - 27 Par comparaison avec l'action de l'acide nitrique sur le cuivre, imaginez en ensemble de réactions permettant d'interpréter l'attaque du fer par l'acide nitrique étendu. Il y a dégagement dans l'air de dioxyde d'azote  $\text{NO}_2$  et formation de nitrate ferrique.

- 32 - 28 Pour doser une solution d'acide nitrique on la laisse tomber dans  $10 \text{ cm}^3$  d'une liqueur contenant exactement  $1/10$  de mole de soude par litre, additionnée de quelques gouttes de phtaléine. Le virage se produit après addition de  $16 \text{ cm}^3$  de solution acidé. Calculer la concentration de l'acide nitrique (g/l).
- 32 - 29 Du soufre, chauffé dans l'acide nitrique fumant, paraît "se dissoudre". Dans la solution, filtrée, une goutte de chlorure de baryum donne un précipité blanc. Expliquer cette expérience. Peut-on écrire toutes les équations des réactions ?
- 32 - 30 Comment passer :
- a) de l'ammoniac à l'acide nitrique;
  - b) de l'acide nitrique à l'ammoniac ?
- Formuler les réactions.

### PHOSPHORE.

- 33 - 1 Calculer les masses de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (à 90% de phosphate pur) nécessaires pour la fabrication du phosphore dans les quantités suivantes :
- a) 3,1 t;      b) 155 kg;      c) 62 a-kg.
- 33 - 2 Calculer les masses de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (à 96% de phosphate pur) nécessaires pour la fabrication du phosphore, sachant que le gaz carbonique se dégage au cours de cette réaction en quantités suivantes :
- a)  $2 \text{ m}^3$ ;      b) 70 kg;      c) 1,4 t.
- 33 - 3 On fait brûler 64 kg de phosphore dans l'oxygène. Calculer la masse d'anhydride phosphorique obtenu.
- 33 - 4 On obtient 390 kg d'acide phosphorique par action de l'acide sulfurique sur 620 kg de phosphate de calcium impur. Calculer le pourcentage des impuretés dans le phosphate initial.
- 33 - 5 Ecrire les formules moléculaires et développées des composés suivants :
- a) métaphosphate de calcium
  - b) phosphate de potassium
  - c) hydrogénophosphate d'ammonium
  - d) dihydrogénophosphate de calcium
  - e) dihydrogénophosphate de sodium.
- 33 - 6 On prépare  $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  par action de l'hydroxyde de calcium sur  $49 \text{ kg}$  d'acide phosphorique. Quelle masse d'hydroxyde de calcium initiale à 2% d'impuretés faut-il prendre ?

33 - 7 Ecrire les réactions des transformations suivantes :



33 - 8 Les phosphorites naturelles contiennent outre  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  des impuretés telles que  $\text{CaF}_2$ ;  $\text{CaCO}_3$ ;  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .

Ecrire les réactions de l'action de l'acide sulfurique sur ces corps.

33 - 9 On fait agir l'acide phosphorique à 80% sur du phosphate de calcium. Calculer la masse de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  initiale et celle de l'acide nécessaires pour l'obtention de 3 tonnes d'hydrogénophosphate de calcium (avec un rendement de 98%).

33 - 10 On obtient l'acide phosphorique par l'oxydation du phosphore rouge :



Equilibrer l'équation de la réaction et calculer la masse de phosphore nécessaire pour la fabrication de 960 g d'acide phosphorique à 100%.

### CARBONE.

34 - 1 Quelle masse de carbone faut-il pour réduire complètement : a) 16 g de  $\text{CuO}$ ; b) 0,2 m-g de  $\text{CuO}$ .

34 - 2 L'oxyde de calcium réagit sur le carbone en donnant 1 t de  $\text{CaC}_2$ . Calculer les masses initiales de carbone et d'oxyde.

34 - 3 Au cours de l'oxydation du carbone on obtient :  
 a) 4,4 g de  $\text{CO}_2$ ;      b) 1,25 m-g de  $\text{CO}_2$ ;  
 c) 112 l de  $\text{CO}_2$ .

Calculer la masse du carbone oxydé et le volume d'oxygène nécessaire (utilisé).

34 - 4 Au cours du chauffage de la craie contenant 96% de carbonate de calcium pur, on obtient 28 tonnes de chaux vive. Calculer la masse initiale de la craie.

34 - 5 Calculer la masse de l'acide chlorhydrique qui, par action sur le carbonate de calcium, fait dégager :

a) 2,2 kg de  $\text{CO}_2$ ;      b) 1 kg-m de  $\text{CO}_2$ ;  
 c) 0,224 m<sup>3</sup> de  $\text{CO}_2$ .

34 - 6 On fait brûler du magnésium dans le gaz carbonique. On obtient, au cours de cette réaction, 4 g de carbone. Calculer la masse du métal brûlé.

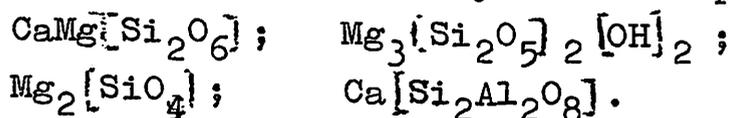
- 34 - 7 Calculer la masse de carbone contenu dans 200 g de sucre ordinaire ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).
- 34 - 8 La composition en masse d'un charbon de bois est :
- 77% de carbone,
  - 3% d'hydrogène,
  - 20% de matières minérales incombustibles.
- Quel est le volume d'oxygène pur nécessaire pour brûler complètement 1 gramme de ce charbon de bois ?
- 34 - 9 La réduction d'une certaine masse d'oxyde cuivrique par le charbon de bois a fourni 1,12 l de gaz carbonique. Calculer la masse de l'oxyde réduit et celle du cuivre obtenu.
- 34 - 10 Quel volume de gaz à l'eau obtient-on en réduisant 100 kg de vapeur d'eau par du coke incandescent ? Calculer le volume d'air (contenant  $\frac{1}{5}$  d'oxygène) nécessaire pour brûler complètement ce gaz à l'eau.
- 34 - 11 On fait barboter le gaz carbonique dans une solution contenant 0,2 m-g de chaux éteinte. Calculer le volume de gaz carbonique nécessaire pour obtenir :
- a) 0,1 m-g de carbonate de calcium;
  - b) 18 g de carbonate de calcium.
- 34 - 12 La combustion complète de 10 g d'un échantillon de houille a fourni 18 l de gaz carbonique (le volume molaire est 24 l). On demande le pourcentage de carbone pur contenu dans la houille essayée.
- 34 - 13 Au cours de l'action de  $K_2CO_3$  sur 14 g d'acide chlorhydrique à 29,57% on obtient 2,2 g de  $CO_2$ . Calculer la masse de  $K_2CO_3$  utilisé. Est-ce qu'il reste un excès d'acide chlorhydrique ?
- 34 - 14 Ecrire la réaction de préparation du gaz à l'eau. Calculer la masse de carbone nécessaire pour obtenir 10 m-kg de  $H_2$  et celle de CO obtenu.
- 34 - 15 Quel volume de gaz carbonique, pris dans des conditions normales de température et de pression, doit-on liquéfier pour remplir un tube de 50 litres d'anhydride carbonique liquide, dont la masse volumique est sensiblement égale à celle de l'eau ?
- 34 - 16 Calculer le volume de gaz carbonique (dans les conditions où le volume molaire vaut 24 litres) produit par la sublimation de 1 kg de carboglace.
- 34 - 17 Avant de liquéfier l'air atmosphérique on fait absorber par la soude le gaz carbonique qu'il contient. Expliquer la réaction, sachant qu'elle produit du carbonate disodique. Le débit de l'appareil étant de 1000 litres par heure et la proportion du gaz carbonique dans l'air étant de  $3 \times 10^{-4}$ , calculer la masse de carbonate formée au bout de 8 heures (on prendra 24 l pour valeur du volume molaire).

- 34 - 18 Une eau de chaux contient 1,2 g d'hydroxyde de calcium par litre; on y fait barboter du gaz carbonique jusqu'à disparition complète du précipité. Calculer le volume du gaz absorbé par 20 cm<sup>3</sup> de cette eau de chaux et la masse du sel de calcium qui s'y trouve en solution à la fin de l'opération.
- 34 - 19 Quelle masse de calcaire (à 70% de carbonate pur) faut-il décomposer dans un four à chaux pour obtenir le gaz carbonique nécessaire à la fabrication d'une tonne de carbonate disodique hydraté  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  ?
- 34 - 20 On traite à froid 10 g de calcaire par de l'acide chlorhydrique dilué. Sachant que le volume du gaz carbonique dégagé mesure 1,8 litre dans des conditions normales, calculer le pourcentage du carbonate dicalcique contenu dans le calcaire essayé.
- 34 - 21 On fait agir le carbonate de sodium sur une solution contenant 68 g de sulfate de calcium. Calculer la masse du sel de calcium obtenu.
- 34 - 22 Quel volume d'air faut-il pour brûler à 500°C, 1 kg de houille à 90% de carbone ? Quelle est la masse du gaz carbonique résultant ?
- 34 - 23 On envoie 180 kg d'eau, à l'état de vapeur, sur du charbon au rouge. En admettant un rendement de 80% dans la réaction, quel volume de gaz peut-on recueillir ? Quelle masse de carbone a réagi ?
- 34 - 24 Ecrire les équations chimiques des réductions par le carbone des oxydes suivants :
- |                 |   |     |
|-----------------|---|-----|
| oxyde de cuivre | - | CuO |
| oxyde de plomb  | - | PbO |
| oxyde de zinc   | - | ZnO |
- 34 - 25 Une tonne de blende (sulfure de zinc) contenant 20% d'impuretés est transformée en oxyde de zinc par grillage. L'oxyde est ensuite réduit par le charbon. Quelle est la masse de charbon nécessaire pour cette réaction ? Quelle masse de zinc obtient-on ? Quel est le volume gazeux dégagé ?
- 34 - 26 Le magnésium brûle dans un flacon de gaz carbonique : on obtient la magnésie  $\text{MgO}$  d'après la réaction :
- $$2\text{Mg} + \text{CO}_2 \longrightarrow 2\text{MgO} + \text{C} \quad (1)$$
- Le potassium fournit une réaction plus complexe :
- $$2\text{K} + 3\text{CO}_2 \longrightarrow 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C} \quad (2)$$
- Montrer que la réaction (2) peut être considérée comme le bilan d'une première réaction du genre (1) accompagnée d'une seconde qu'on écrira.
- 34 - 27 Une solution de soude recevant un courant de gaz carbonique, sa masse augmente de 2 g. Quelle est la masse du sel formé (on admettra qu'il s'est formé uniquement de carbonate disodique) ?
- 34 - 28 Quelle masse maximale de gaz carbonique peut-on retirer de 100 g de carbonate de calcium, 100 g de carbonate ferreux, 100 g de carbonate de zinc ?

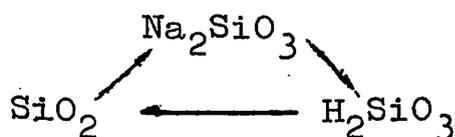
- 34 - 29 Par quelles réactions peut-on réaliser la synthèse totale du carbonate diammoniaque à partir des éléments : C, O, H, N ? Enumérer les expériences possibles qui aboutiraient à une telle synthèse.

SILICIUM.

- 35 - 1 Calculer la masse de silice réduite par le carbone en quantités suivantes :  
a) 4,8 kg de C;    b) 1,8 a-g de C.
- 35 - 2 On fait fondre de la silice avec 10 g d'hydroxyde de sodium pour la fabrication de  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Calculer la masse de silice nécessaire et celle du sel obtenu.
- 35 - 3 Par la fusion de 59,98 kg d'oxyde de silicium avec la potasse on obtient 77 kg de sel. Calculer la masse de potasse utilisée. Quel réactif est en excès ?
- 35 - 4 Calculer la masse d'acide chlorhydrique et celle de silicate de sodium nécessaires pour la fabrication de 39 g d'acide silicique.
- 35 - 5 Représenter les formules des silicates naturels suivants sous forme des oxydes correspondants :



- 35 - 6 Calculer la composition centésimale du verre ordinaire  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ .
- 35 - 7 On obtient 58 g de silicate de calcium au cours d'une réaction entre du sable ( $\text{SiO}_2$ ) et de la craie ( $\text{CaCO}_3$ ). Calculer la masse de sable nécessaire.
- 35 - 8 Ecrire les réactions qui permettent d'effectuer les transformations suivantes :



- 35 - 9 Calculer la composition centésimale du Kaolin  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .



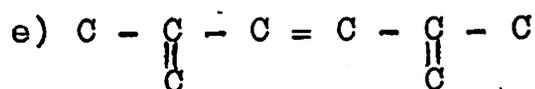
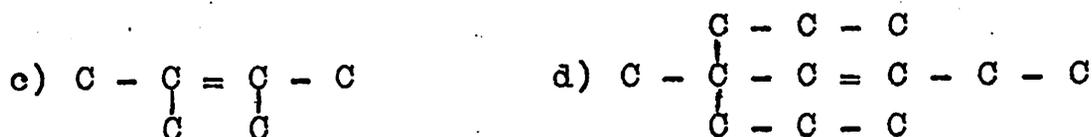
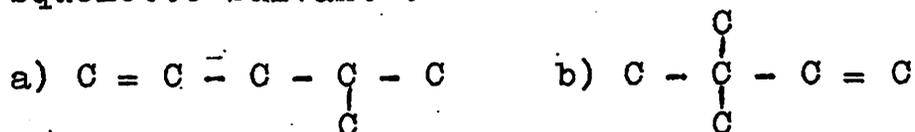
- 36 - 7 Quel est le volume du gaz carbonique (mesuré dans des conditions normales) obtenu par la combustion de 4 g de méthane ?
- 36 - 8 Quelle masse d'oxygène faut-il utiliser pour la combustion complète de 100 g de carbure saturé  $C_8H_{18}$  ?
- 36 - 9 Quel volume d'air est nécessaire à la combustion complète de 1 g d'essence commerciale, supposée formée par de l'heptane pur ? (L'air contient  $1/5$  d'oxygène)
- 36 -10 Quel volume d'air a été aspiré par le carburateur d'une automobile quand elle a consommé 10 l d'essence composée d'octane, de densité voisine de 0,7 ? (L'air contient  $1/5$  d'oxygène)
- 36 -11 Quel volume de méthane peut-on préparer par utilisation du carbure d'aluminium obtenu en partant de 100 g d'alumine ?
- 36 -12 Quel volume de butane (ramené aux conditions normales) renferme une bouteille de butane domestique qui en contient 13 kg ?
- 36 -13 Un carbure saturé a pour densité de vapeur : 3. Quelle est sa formule moléculaire ? Nommer ce carbure.
- 36 -14 Quel volume d'air faut-il pour brûler complètement le méthane obtenu en traitant par la chaux sodée 5 g d'acétate de sodium pur ? On admet que la décomposition est complète (l'air contient  $1/5$  d'oxygène).
- 36 -15 Quel volume de méthane peut-on obtenir en traitant 100 g d'acétate de sodium par la soude en excès ?
- 36 -16 On décompose 14,4 g de carbures d'aluminium contenant 20% d'impuretés par un excès d'eau. Quel volume de méthane obtient-on ? Quel est le volume d'air nécessaire à la combustion complète de ce gaz ?
- 36 -17 Ecrire les réactions successives :
- a)  $C_2H_6 \longrightarrow C_2H_5Cl \longrightarrow C_3H_8 \longrightarrow C_3H_7Br$
- b)  $C_5H_{12} \longrightarrow C_5H_{11}Br \longrightarrow C_6H_{14} \longrightarrow C_6H_{13}Cl$
- c)  $C_4H_{10} \longrightarrow C_4H_9Br \longrightarrow C_5H_{12} \longrightarrow C_5H_{11}Cl$
- 36 -18 Par quelles réactions peut-on passer au pentane, en partant du propane ?; en partant du méthane ? Quelle masse de pentane obtient-on en partant de 2 l de propane (conditions normales) ? On supposera un rendement global de 50%.
- 36 -19 Ecrire les réactions successives suivantes :
- a)  $C \longrightarrow CH_4 \longrightarrow CH_3Cl \longrightarrow C_3H_8 \longrightarrow C_3H_7Br$
- b)  $CH_4 \longrightarrow CH_3Br \longrightarrow C_2H_6 \longrightarrow C_2H_5Cl$
- c)  $CH_4 \longrightarrow C \longrightarrow CH_4 \longrightarrow CH_3Cl$

36 -20 Indiquer les isomères possibles du dichloropropane  $C_3H_6Cl_2$ .

36 -21 Trouver les isomères possibles de formule  $C_4H_8Cl_2$ .

ALCENES.

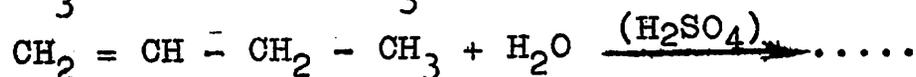
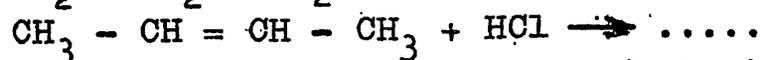
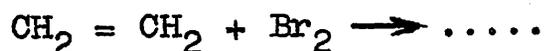
37 - 1 Donner un nom aux hydrocarbures éthyléniques possédant le squelette suivant :



37 - 2 Indiquer la formule des hydrocarbures suivants, et, le cas échéant, rectifier leur nom s'il en existe un plus correct :

- a) triméthyl - 2,4,4 pentène - 1
- b) diéthyl - 2,2 butène - 3
- c) octatriène - 1,4,7

37 - 3 Compléter les réactions suivantes :



37 - 4 Quel volume d'éthylène faut-il brûler pour former 1,8 g d'eau ?

37 - 5 Quelle masse de glycol peut-on obtenir en partant de 20 m<sup>3</sup> d'éthylène ?

37 - 6 Un mélange de 50 cm<sup>3</sup> de méthane, 50 cm<sup>3</sup> d'éthylène et 120 cm<sup>3</sup> d'hydrogène passe lentement, à une température inférieure à 200°, sur du nickel en poudre maintenu dans un four. Quelle est la composition du mélange à la sortie du four ?

37 - 7 Quel volume d'éthylène peut-on préparer en partant de 23 g d'alcool éthylique ?

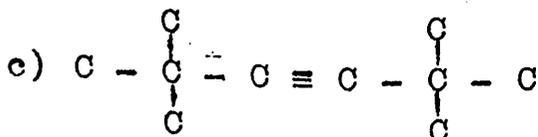
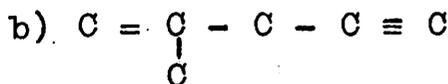
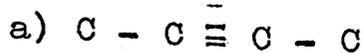
37 - 8 Quel volume d'air faudrait-il pour la combustion complète de 1 kg d'isoprène (ou méthyl - 2 butanediène  $CH_2 = \overset{\overset{CH_3}{|}}{C} - CH = CH_2$ ) ?

37 - 9 L'analyse de l'éthylène donne 6 g de carbone pour 1 g d'hydrogène; sa densité est 0,97. Quelle est sa formule ?

- 37 - 10 Quelle est la masse de dibromoéthane qu'on peut obtenir avec 1 m<sup>3</sup> d'éthylène (volume mesuré dans des conditions normales) ? On donne Br = 80.
- 37 - 11 Ecrire les formules développées des carbures éthyléniques de formule brute C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>.
- 37 - 12 Quel volume maximal d'éthylène peut-on obtenir en déshydratant 10 cm<sup>3</sup> d'alcool éthylique (densité 0,8) ?
- 37 - 13 La combustion complète d'une certaine masse d'éthylène a donné 0,9 g d'eau. Quelle est la masse de gaz carbonique fournie par cette combustion ?
- 37 - 14 On fait passer lentement 2,8 l d'éthylène (mesurés dans des conditions normales) dans du brome en excès; calculer l'augmentation de masse du flacon contenant le brome, ainsi que la masse de brome combinée à l'éthylène.  
Br = 80.
- 37 - 15 On veut préparer 100 g d'alcool éthylique à partir de l'éthylène. De combien de litres de ce gaz doit-on disposer ?
- 37 - 16 On fait passer 5 g d'alcool éthylique sur de l'alumine chauffée à 400°C; on recueille 2,3 litres d'un gaz entièrement absorbable par le brome. Indiquer la nature du gaz, le rendement de sa préparation et le poids du composé obtenu avec le brome.
- 37 - 17 On mélange 2 l d'éthylène et 4 l de chlore (mesurés dans des conditions normales). Indiquer la nature et la masse des produits obtenus dans les deux cas suivants :
- on enflamme le mélange;
  - on abandonne le mélange à la lumière diffuse.
- 37 - 18 Une usine reçoit 1 tonne de propène et le transforme en alcool isopropylique par une réaction analogue à la transformation de l'éthylène en alcool éthylique. Sachant que l'alcool isopropylique possède une formule à 2 groupements méthyle, expliquer le schéma de la transformation; donner la formule développée et la masse de cet alcool.

ALCYNES.

- 38 - 1 Donner un nom aux hydrocarbures possédant les squelettes suivants :



38 - 2 Etablir la formule des hydrocarbures suivants :

- a) butyne - 1                      b) butyne - 2
- c) diméthyl - 2,5 hexyne - 3
- d) méthyl - 3 pentène - 3 yne - 1
- e) diméthyl - 5,5 hexadiyne - 1,3

38 - 3 Indiquer le composé principal résultant des réactions suivantes (lorsque celles-ci sont possibles) :

- a) propyne +  $\text{Cl}_2 \longrightarrow \dots\dots$
- b) butyne - 2 +  $\text{HCl} \longrightarrow \dots\dots$
- c) pentyne - 2 +  $\text{H}_2 \longrightarrow \dots\dots$
- d) isopropyl-acétylène +  $\text{H}_2\text{O}$  (en présence d'ions  $\text{Hg}^{++}$ )  
 $\longrightarrow \dots\dots$

38 - 4 L'acétylène fut entrevu par Davy qui l'obtenait par action de l'eau sur le carbure de potassium. Ecrire les réactions possibles.

38 - 5 Un kg de "carbure" commercial libère 300 l d'acétylène. Quel est son degré de pureté ?

38 - 6 Quelles formules développées peut-on attribuer à l'hydrocarbure  $\text{C}_4\text{H}_6$  ? Donner les noms des isomères. A quelles familles appartiennent-ils ? Que donnent-ils par hydrogénation ?

38 - 7 Quel volume d'air faut-il pour la combustion complète de 5 g de pentyne ? (On admet que l'air renferme  $\frac{1}{5}$  de son volume d'oxygène).

38 - 8 On a préparé 10 kg d'éthanal à partir de l'acétylène. Le rendement de l'opération étant 70%, quel est le volume d'acétylène employé ?

38 - 9 Trouver les isomères de formule  $\text{C}_5\text{H}_8$ . Montrer qu'il y a des carbures acétyléniques et des carbures diéthyléniques.

38 - 10 Ecrire les formules développées, les formules brutes et donner les noms des corps obtenus par addition du chlore sur l'acétylène.

38 - 11 Quelles sont les masses de chaux vive et de charbon théoriquement nécessaires pour obtenir une tonne de carbure de calcium ?  $\text{C} = 12$ ,  $\text{Ca} = 40$ .

38 - 12 Quelle masse de noir de carbone obtient-on par décomposition de 100 litres d'acétylène .

38 - 13 Une tonne d'éthanal obtenu par synthèse nécessite au départ 2 tonnes de carbure de calcium. Calculer le rendement global de cette opération industrielle.

38 - 14 On traite par l'eau 3,2 g de carbure de calcium supposé chimiquement pur.

1°) Quel est le volume d'acétylène obtenu, mesuré à  $0^\circ$  et à 760 mm de mercure, et la quantité d'eau nécessaire à la réaction ?

2°) Quels sont les volumes d'hydrogène nécessaires pour transformer l'acétylène en éthylène et en éthane ?

3°) voir verso

3°) Quel sera le volume d'air nécessaire pour la combustion de l'éthane engendré, en admettant que l'air renferme  $\frac{1}{5}$  de son volume d'oxygène ? Quels seront le volume de gaz carbonique et le poids d'eau provenant de cette combustion ?

38 -15 On fait agir sur du carbure de calcium pur un excès d'eau; le gaz recueilli occupe un volume de 6 l dans des conditions normales de température et de pression.

On demande :

- Quel est le poids de carbure de calcium utilisé ;
- Quel est le poids maximum de chlore que peut fixer, par addition, le gaz recueilli ;
- Quel est le poids et le volume (mesuré dans des conditions normales de température et de pression) d'oxygène nécessaire pour brûler complètement le gaz recueilli ?

On donne : Ca = 40; C = 12; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

38 -16 Donner un nom aux composés suivants :

- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{I}$ ;
- $\text{CBr}_4$
- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{Br}$ ;
- $\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CCl}_3$
- $\text{CH}_3\text{I}$ .

38 -17 Ecrire la formule des composés suivants :

- diiodométhane
- chloro-2 pentène-1
- diméthyl-3,3 bromo-4 pentyne 1
- dichloro-1,1 éthane
- bromo-1 iodo-3 propane

### ALCOOLS.

39 - 1 Donner un nom aux alcools suivants :

- $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CHOH} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{BrCH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$ .

39 - 2 Ecrire la formule des alcools suivants :

- triméthyl-2,4,4 pentanol-2
- éthyl-3 hexanol-2
- méthyl-3 pentanol-3

39 - 3 Compléter les réactions suivantes :

- a) propanol-2 + Na  $\rightarrow$  .....
- b) méthanol + acide acétique  $\rightarrow$  .....
- c) propanol-1 + acide propanoïque  $\rightarrow$  .....
- d) propanol-2 + HBr  $\rightarrow$  .....
- e) éthanol +  $\text{PCl}_5$   $\rightarrow$  .....

39 - 4 Ecrire les formules développées des butanols ( $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ ) et des pentanols ( $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ ). Ce sont des alcools saturés.

39 - 5 Calculer le volume d'air (mesuré dans des conditions normales) nécessaire pour assurer la combustion complète de :

- a) 1 kg d'alcool éthylique;
- b) 1 kg d'heptane (essence).

(L'air renferme  $\frac{1}{5}$  de son volume d'oxygène).

39 - 6 On brûle  $10 \text{ cm}^3$  d'alcool éthylique de densité 0,8; calculer les volumes (mesurés dans des conditions normales) d'air nécessaires à la combustion, du gaz carbonique obtenu, et la quantité de chaleur dégagée par cette combustion. Chaleur de réaction : 325 Kcal (l'air renferme  $\frac{1}{5}$  de son volume d'oxygène).

39 - 7 La combustion complète de 0,3 g d'un monalcool primaire normal saturé de la série grasse donne 0,66 g de dioxyde de carbone. Indiquer le nom et la formule de cet alcool. Existe-t-il des isomères de cet alcool ? Donner leurs formules et leurs noms.

39 - 8 Quel volume d'air faut-il pour brûler complètement 10 g d'alcool éthylique ? Quel volume de gaz carbonique est dégagé ? (L'air renferme  $\frac{1}{5}$  de son volume d'oxygène).

39 - 9 Calculer le volume d'hydrogène dégagé par action sur 2,3 g de sodium de : a) l'eau; b) l'alcool éthylique.

39 -10 On jette 1 g de sodium dans de l'alcool éthylique absolu. Quel est le volume d'hydrogène dégagé ?

39 -11 On fait réagir  $15 \text{ cm}^3$  d'alcool éthylique ( $d = 0,8$ ) sur du sodium; quel volume d'hydrogène obtient-on ?

39 -12 Quel volume d'éthylène peut-on obtenir par déshydratation de 100 g d'alcool éthylique si le rendement de la réaction est de 90% ?

39 -13 Quelle masse de butanol obtient-on par action de la soude sur 274 g de bromure de butyle ?

39 -14 Quelle masse de chlorure d'éthyle peut-on obtenir à partir de 15 g d'alcool éthylique ?

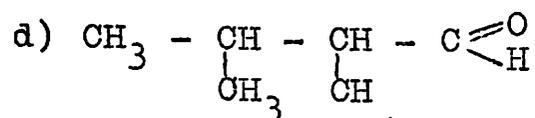
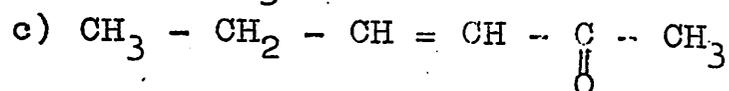
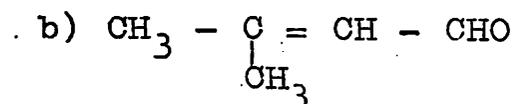
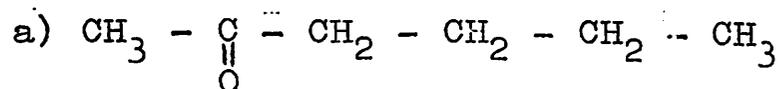
39 -15 Par quelles méthodes peut-on préparer le chlorure d'éthyle ? Ecrire les réactions et justifier leurs possibilités pratiques.

39 -16 La formule moléculaire  $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$  est celle d'un composé saturé. Combien d'isomères sont possibles ? Nommer ces isomères et donner toutes les méthodes synthétiques pour les obtenir en précisant le type des réactions envisagées.

- 39 -17 Quelle masse d'oxyde d'éthyle peut-on obtenir en partant de 1 kg d'alcool éthylique ?
- 39 -18 La déshydrogénation catalytique de l'alcool s'effectuant avec un rendement de 30%, quelle masse d'aldéhyde obtient-on à partir de 100 g d'alcool ?
- 39 -19 Ecrire les réactions permettant de préparer l'alcool éthylique à partir du carbone, du calcaire ( $\text{CaCO}_3$ ) et de l'eau. Si le rendement est de 70% à partir du carbone, calculer le poids d'alcool obtenu avec 120 g de carbone pur. Quel poids de carbonate de calcium a-t-on utilisé ?

ALDEHYDES ET CETONES.

40 - 1 Donner un nom aux composés suivants :



40 - 2 Etablir la formule développée plane des composés suivants :

- a) butanal
- b) diméthyl - 2,2 propanal
- c) méthyl-éthyl-cétone
- d) pentanone - 3
- e) méthyl - 2 butanol.

40 - 3 Quel volume d'oxygène faut-il pour brûler 1 g d'aldéhyde acétique ?

40 - 4 Une solution d'aldéhyde acétique est traitée par la liqueur de Fehling; le précipité lavé et séché pèse 10 g. Quelle masse d'aldéhyde contenait cette solution ?  
 $\text{Cu} = 64$ .

40 - 5 On hydrogène catalytiquement de l'aldéhyde acétique. Le volume d'hydrogène absorbé est de 25 l ( $0^\circ$ , pression normale; calculer la masse d'aldéhyde hydrogéné.

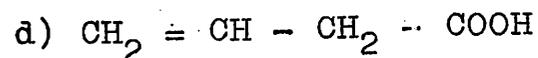
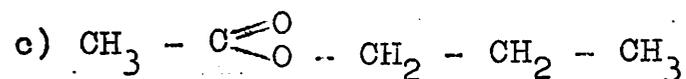
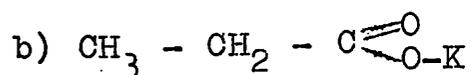
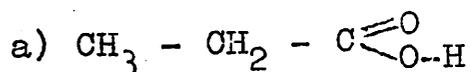
40 - 6 Un mélange contenant de l'aldéhyde acétique est traité par le bisulfite de sodium; le précipité séché pèse 29 g. Quelle est la masse d'aldéhyde contenue dans le mélange? Le précipité réagit sur l'acide chlorhydrique et le produit obtenu est oxydé. Quelle masse d'acide acétique obtient-on ?

40 - 7 L'aldéhyde acétique est traité par le chlore; quelle masse d'hydrate de chloral obtient-on à partir de 22 g d'aldéhyde ? Déterminer la masse de chloroforme préparé à partir de ce chloral.

- 40 - 8 On désire, partant de 21,3 g de chlore, préparer du chloroforme en faisant intervenir l'éthanal. Ecrire les réactions et calculer, en admettant un rendement de 70%, la masse de chloroforme obtenu.
- 40 - 9 100 g de carbure de calcium à 80% sont traités par de l'eau; le gaz obtenu est hydraté avec un rendement de 95%. Qu'obtient-on ? Quel est le rendement final de l'opération à partir du carbure de calcium ?
- 40 - 10 1°) Pour obtenir 10 l d'acétylène on doit utiliser 35 g d'un échantillon de carbure de calcium. Quel est le pourcentage de carbure par contenu dans cet échantillon ?
- 2°) Rappeler comment on peut transformer cet acétylène en acétaldéhyde. Quelle masse d'acétaldéhyde obtient-on en supposant la réaction complète ?
- 3°) On fait deux parts égales de cet acétaldéhyde. On veut transformer l'une en alcool éthylique et l'autre en acide acétique. Comment doit-on procéder ? Quelles sont les masses des produits obtenus ? Le volume d'acétylène est mesuré à 0°, 76 cm de mercure.
- 40 - 11 Tout l'acétylène provenant de la destruction de 3,8 g de carbure de calcium commercial est hydraté en présence d'un catalyseur au mercure. Le produit obtenu, séparé par une distillation convenable, est envoyé dans un récipient contenant de la liqueur de Fehling. Il se forme un précipité rouge pesant 7,15 g. Quel est le pourcentage de  $\text{CaC}_2$  pur ?

### ACIDES - ESTERS.

41 - 1 Donner un nom aux composés suivants :



41 - 2 Etablir la formule développée plane des composés suivants :

- acide triméthylacétique
- butyrate de calcium
- propionate de sodium
- propionate d'éthyle

41 - 3 Compléter les réactions suivantes :

- butanol-1 + acide acétique  $\longrightarrow$  .....
- acide propionique + potasse  $\longrightarrow$  .....
- acide acétique + Al  $\longrightarrow$  ...
- acide acétique + carbonate de calcium  $\longrightarrow$  .....

- 41 - 4 Quel volume d'air faut-il pour la combustion complète de 3 g d'acide acétique ? (L'air renferme 1/5 de son volume d'oxygène).
- 41 - 5 Formuler les réactions de l'acide acétique, en solution, sur la soude, la chaux, l'hydroxyde ferrique, le fer, l'aluminium, le carbonate de baryum, l'oxyde PbO. Indiquer, éventuellement, l'intérêt pratique de chacune des réactions.
- 41 - 6 Quel volume d'hydrogène peut-on préparer en attaquant 11,2 g de fer par l'acide acétique ?
- 41 - 7 Ecrire la formule d'un acide, homologue supérieur de l'acide acétique, ayant la même masse molaire que le butanol.

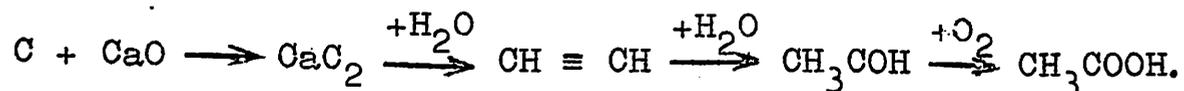
41 - 8 En neutralisant, par la soude, 8 g d'un monoacide homologue de l'acide acétique, on obtient un sel de sodium qui, desséché, pèse 10 g. En déduire la masse molaire et la formule de l'acide. Na = 23.

41 - 9 123 g d'acétate de sodium sont traités par de l'acide sulfurique concentré; quel est le produit qui distille et quelle est sa masse ?

41 -10 Quelle masse d'acide acétique peut-on obtenir à partir de 100 kg de carbure de calcium en admettant un rendement global de 80% ? Indiquer les réactions qui conduisent à cette préparation.

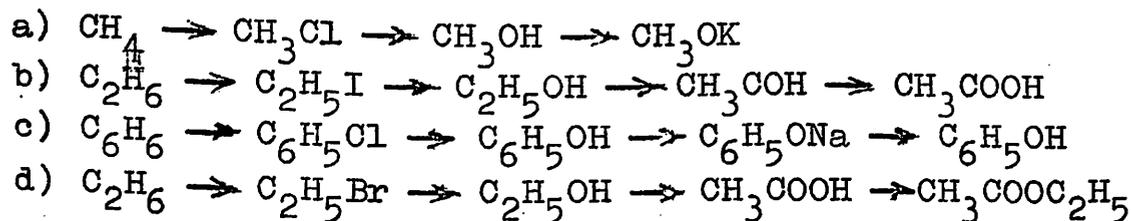
41 -11 Quelle masse d'acétate d'éthyle obtient-on par action de 30 g d'acide acétique sur une quantité équivalente d'alcool ?

41 -12 Ecrire les réactions successives suivantes :



Quelle masse de charbon, contenant 88% de carbone pur, faut-il pour préparer 100 kg d'acide acétique en admettant un rendement global de 90% ?

41 -13 Ecrire les réactions successives suivantes :



41 -14 Un échantillon de calcaire pesant 5 g est mis en présence d'un excès d'acide acétique en solution. On recueille 800 cm<sup>3</sup> de gaz carbonique. Exprimer le degré de pureté du calcaire (% de carbonate de calcium).

41 -15 Ecrire un enchaînement de réactions permettant de passer de l'éthane à l'acide éthanique (acide acétique). Justifier la possibilité de ces réactions en indiquant comment on peut les effectuer. Quelle masse d'acide obtiendrait-on en partant de 100 l d'éthane et en admettant un rendement global de 20% ?

41 - 16 Ecrire les formules des esters suivants :

- a) nitrate d'éthyle
- b) bromure d'éthyle
- c) nitrite de méthyle
- d) chlorure de méthyle
- e) sulfate de méthyle
- f) oxalate d'éthyle (acide oxalique :  $\begin{matrix} \text{COOH} \\ | \\ \text{COOH} \end{matrix}$ )

g) formiate d'éthyle (acide formique :  $\text{HCOOH}$ ).

41 - 17 Chercher des corps isomères des esters suivants :

- a) formiate de méthyle
- b) formiate d'éthyle
- c) propanoate de méthyle.

41 - 18 Ecrire les formules développées des corps suivants :

- a) acétate de méthyle
- b) acétate d'éthyle
- c) acétate d'isobutyle
- d) acétate de propyle.

41 - 19 Ecrire les formules développées des corps ci-après :

- a) butyrate d'éthyle
- b) palmitate de sodium
- c) stéarate cuivrique
- d) oléate de méthyle

41 - 20 45 g d'acide acétique sont neutralisés par la chaux; l'acétate obtenu est calciné. Qu'obtient-on et quelle est la masse du composé liquide formé ?

41 - 21 30 g d'acide acétique réagissent sur du pentachlorure de phosphore; le produit obtenu est traité ensuite par de l'acétate de sodium. Quel est le corps liquide formé et quelle est sa masse ?

41 - 22 100 g de chlorure d'acétyle réagissent sur de l'alcool éthylique. Quelle masse d'acétate d'éthyle obtient-on ?

41 - 23 On fait réagir 157 g de chlorure d'acétyle sur du gaz ammoniac. Indiquer la nature et la masse du composé organique obtenu.

41 - 24 On dispose d'eau, de chlorure de sodium, de carbonate de calcium (et de leurs produits de décomposition thermique ou électrolytique) et de coke. On dispose des sources d'énergie usuelles et des catalyseurs classiques. Indiquer la suite des réactions permettant d'obtenir : l'acétylène, l'aldéhyde éthylique, l'acide acétique, le méthane, l'alcool éthylique, l'éthylène.

41 - 25 Voici quelques formules et noms de monoacides saturés et de monoalcools :

- $\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$  acide valérique
- $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$  acide palmitique
- $\text{C}_4\text{H}_9\text{CH}_2\text{OH}$  alcool amylique
- $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{CH}_2\text{OH}$  alcool cétylique

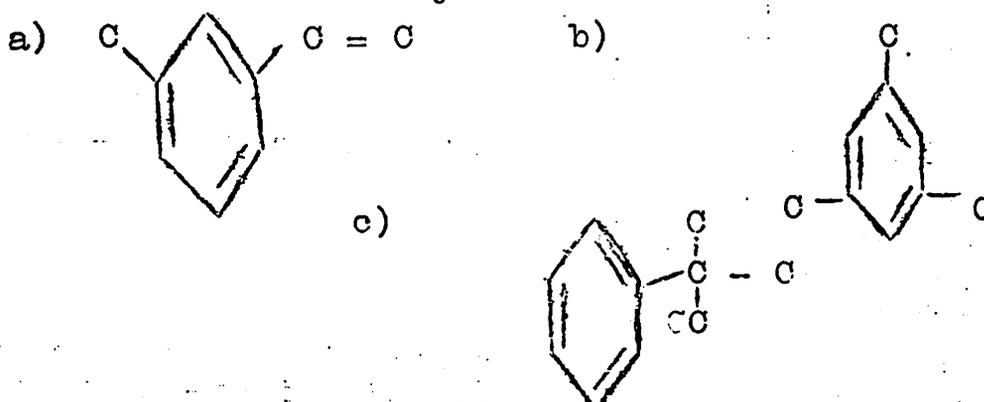
Ecrire les formules des esters suivants :

- a) acétate d'amyle (essence de poire)
- b) valérate d'amyle (essence de pomme)
- c) palmitate de cétyle (blanc de baleine, analogue aux corps gras naturels).

41 -26 Un ester  $C_nH_{2n}O_2$  a comme densité de vapeur 3. Quelle est sa formule molaire ?  
On traite cet ester par une solution concentrée de soude; le sel obtenu, calciné avec de la soude, donne du méthane. Quelle est la formule développée de l'ester ? Y a-t-il des isomères possédant la même fonction ?

BENZENE - PHENOL.

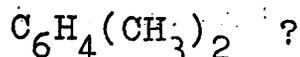
42 - 1 Donner un nom aux hydrocarbures suivants :



42 - 2 Indiquer la formule des hydrocarbures suivants :

- a) paraméthyl-isobutyl-benzène
- b) triéthyl-1,2,3 benzène
- c) ortho-dipropyl-benzène

42 - 3 Quels sont les formules et les noms des "xylènes"



42 - 4 Quel volume d'air faut-il pour la combustion complète de:

- a) un g de benzène
- b) 1 cm<sup>3</sup> de benzène vapeur (dans des conditions normales)
- c) 1 cm<sup>3</sup> de benzène liquide (densité de  $C_6H_6$  liquide = 0,9)

(L'air contient 1/5 de son volume d'oxygène).

42 - 5 Quelle masse de benzène a-t-il fallu employer pour la fabrication de 500 g de paradichlorobenzène (antimites), avec un rendement de 75% ?

42 - 6 Ecrire les formules développées des isomères du trichlorobenzène.

42 - 7 On a préparé 735 g de paradichlorobenzène avec un rendement de 80%; quelles masses de benzène et de chlore a-t-on utilisées ?

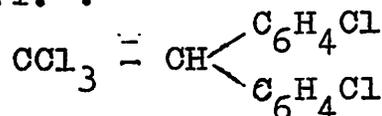
42 - 8 Par hydrogénation du benzène on a obtenu 16,8 g de cyclohexane. Quelle est la masse du benzène qui a subi cette hydrogénation ?

42 - 9 Quelle variation relative de masse subit une certaine quantité de benzène passant lentement, mélangé à l'hydrogène en excès, sur du nickel en poudre, maintenu vers + 200°C ?

42 - 10 On traite 15 kg de benzène par de l'oléum. En admettant un rendement de 80% en acide benzène monosulfonique, quel poids de cet acide obtient-on ?

42 - 11 On veut préparer 200 g de nitrobenzène. Quelles masses minima de benzène et d'acide nitrique faut-il utiliser ?

42 - 12 Le monochlorobenzène réagit sur le chloral pour donner le D.D.T. :



Quelle masse minimum de benzène faut-il utiliser pour obtenir 1 kg de D.D.T. ?

42 - 13 Quelles masses de benzène faut-il prendre pour préparer: 20 g de cyclohexane, 20 g de hexachlorobenzène, 20 g de phénol, 20 g d'aniline, toutes les réactions se faisant avec un rendement de 80%.

42 - 14 On transforme du benzène en toluène, puis ~~en~~ toluène en "tolite" (trinitrotoluène symétrique). Ecrire les réactions nécessaires. Quelle masse de "tolite" pourrait-on théoriquement préparer en partant de 26 g de benzène ?

42 - 15 Dans quelle masse de phénol peut-on faire disparaître 4,6 g de sodium ? Quel volume gazeux s'est dégagé ?

42 - 16 Quelle masse de phénate de sodium obtient-on à partir de 27 g de phénol ? Quel volume de gaz carbonique faut-il utiliser pour décomposer ce phénate ?

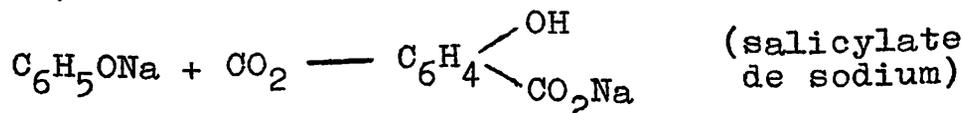
42 - 17 Quelle masse de précipité peut-on obtenir en versant 0,8 g de brome dans un excès de phénol ?

42 - 18 On traite 36 g de phénol par du chlorure d'acétyle. Quelle réaction obtient-on ? Calculer la masse d'ester obtenu si la réaction est totale.

42 - 19 On traite 390 kg de benzène pour le transformer en acide picrique avec un rendement de 80%. Quelle est la masse d'acide picrique obtenu ?

42 - 20 Quelle masse d'anisol  $\text{C}_6\text{H}_5\text{-O-CH}_3$  pourrait-on préparer à partir de 45 g de phénol si la réaction de transformation était totale ?

42 - 21 Sur le phénate de sodium, le gaz carbonique se fixe, sous pression, à 130° environ, en additionnant sa molécule, avec transposition de l'atome de sodium, d'après:

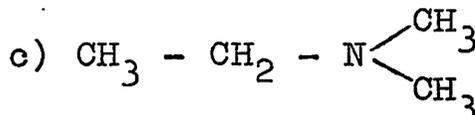
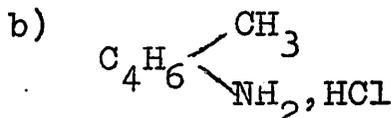
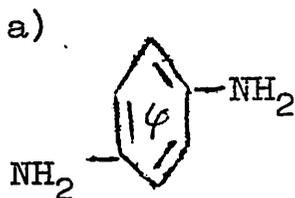


Ce dernier corps, qui est un sel, traité par l'acide chlorhydrique, donne "l'acide salicylique", acide-phénol, dont la fonction phénol peut être estérifiée par le chlorure d'acétyle. On obtient alors un acide-ester, l'acide acétyl-salicylique, corps blanc, fondant à +135°, connu sous le nom d'aspirine. Etablir la formule développée de l'aspirine.

GLUCIDES - FONCTIONS AZOTÉES.

- 43 - 1 En faisant bouillir une solution de glucose avec de la liqueur de Fehling, on obtient un précipité d'oxyde cuivreux pesant 14,32 g. Quelle masse de glucose existait dans la solution ?
- 43 - 2 Quelle masse d'argent peut-on déposer en traitant une solution ammoniacale de nitrate d'argent par 1,8 g de glucose ?
- 43 - 3 Calculer la composition centésimale du sucre de canne  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .
- 43 - 4 Quelle masse d'amidon faut-il traiter pour obtenir, avec un rendement de 90%, 1 t de glucose ?
- 43 - 5 On hydrolyse une tonne d'amidon. Quelle masse de glucose pur peut-on obtenir ?
- 43 - 6 Quel est le volume gazeux formé par la combustion complète de 10 g de monoéthylamine ?
- 43 - 7 Quelle est la teneur en azote (% en masse) du nitrate d'éthylammonium ?
- 43 - 8 Quelle est la densité gazeuse de la monoéthylamine ? Comparez-la à celle de l'ammoniac, du gaz carbonique, de la triméthylamine.
- 43 - 9 On fait réagir 4,5 g d'éthylamine sur du chlorure d'acétyle. Quelle masse d'acétamide obtient-on ?
- 43 - 10 On fait réagir 300 g d'iodure d'éthyle sur de l'ammoniac. Si le rendement en éthylamine est de 20%, calculer la masse d'éthylamine obtenue ainsi que le volume occupé par ce gaz dans des conditions normales.
- 43 - 11 92 g d'éthanol et de gaz ammoniac en excès passent sur de la thiorine à 350°C. Quelle masse d'éthylamine obtient-on si le rendement de la réaction est de 40% ?
- 43 - 12 On prépare 236 g d'acétamide à partir de l'acétate d'ammonium. Quelles masses maxima d'acide acétique et de carbonate d'ammonium faut-il utiliser ?
- 43 - 13 On transforme 6 g d'acide acétique en acétamide, puis en acétonitrile. En admettant un rendement global de 40%, quelle est la masse de l'acétonitrile obtenu ?

43 - 14 Donner des noms aux composés dont les formules suivent:



- 43 - 15 On hydrogène 100 g de dinitrobenzène-(1)-(3) pour préparer l'amine correspondante (métaphénylène diamine). Quelle masse de diamine peut-on, au maximum, obtenir ? Combien de polyamines de benzène peut-il donner ? Indiquer leurs noms.
- 43 - 16 Ecrire les formules développées des "toluidines", monoamines dérivant du toluène.
- 43 - 17 On chauffe 51,8 g de chlorhydrate d'aniline avec de la soude en excès. Indiquer la nature du produit distillé et calculer sa masse.
- 43 - 18 On prépare de l'aniline à partir du benzène. Indiquer les réactions à produire. Calculer la masse d'aniline obtenue avec une tonne de benzène en admettant un rendement global de 72%.
- 43 - 19 Comment pourrait-on préparer du phénol à partir de l'aniline ?
- 43 - 20 L'acide parasulfanilique, traité par l'acide nitreux, à 0°C, se comporte comme l'aniline et donne un diazoïque. Ecrire la réaction. Une molécule de ce diazoïque, condensée avec une molécule de diméthylaniline subit une réaction dite copulation, au cours de laquelle s'élimine une molécule d'eau, aux dépens du groupe OH du diazoïque et de H du noyau de la diméthylaniline, en position para. Il se forme, dans cette réaction de l'hélianthine. Etablir la formule développée de l'hélianthine.

TABEAU DE SOLUBILITE DES SELS ET BASES.

R A D I C A L		M E T A U X																
		I Na	II Ba	II Ca	II Mg	III Al	III Cr	III Fe	III Fe	II Mn	II Zn	I Ag	I Hg	II Hg	II Cu	II Pb	III Bi	II Sn
I	K	S	S	PS	PS	In	In	In	In	In	In	-	-	-	In	In	In	In
I	OH	S	S	S	S	In	In	In	In	In	In	-	-	-	In	In	In	In
I	Cl	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	In	In	S	S	PS	-	S
II	S	S	S	PS	S	-	In	-	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In
II	SO <sub>3</sub>	S	In	In	In	-	In	-	In	In	In	In	In	In	In	In	In	-
II	SO <sub>4</sub>	S	In	PS	S	S	S	S	S	S	PS	PS	S	S	In	In	S	S
III	PO <sub>4</sub>	S	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In
II	CO <sub>3</sub>	S	In	In	In	-	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	In	-
II	SiO <sub>3</sub>	S	In	In	In	In	In	In	In	In	In	-	-	In	In	In	-	In
I	NO <sub>3</sub>	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	-
I	OH, COO	S	S	S	S	PS	S	S	S	S	S	PS	PS	S	S	S	S	S

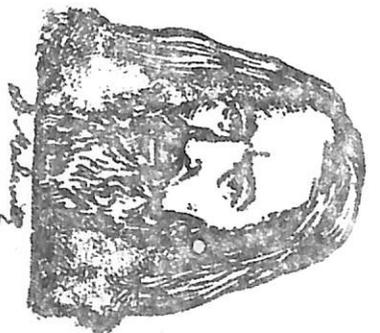
S - soluble; PS - peu soluble; In - insoluble;

RANG D'ACTIVITE DE METAUX.

K	Na	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----

SYSTEME PERIODIQUE DES ELEMENTS SELON D. MENDELEEV

Périodes	GROUPE DES					ELEMENTS			
	I	II	III	IV	V	VI	VII	0	
1	3 Li Lithium 6.939	4 Be Béryllium 9.0122	5 B Bore 10.811	6 C Carbone 12.01115	7 N Azote 14.0067	8 O Oxygène 15.9994	9 F Fluor 18.9984	10 Ne Néon 20.183	1 He Hélium 4.0026
2	11 Na Sodium 22.9898	12 Mg Magnésium 24.312	13 Al Aluminium 26.9815	14 Si Silicium 28.086	15 P Phosphore 30.9738	16 S Soufre 32.06	17 Cl Chlore 35.453	18 Ar Argon 39.948	2 He Hélium 4.0026
3	19 K Potassium 39.102	20 Ca Calcium 40.08	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titane 47.88	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chrome 51.996	25 Mn Manganèse 54.938	26 Fe Fer 55.847	27 Co Cobalt 58.9332
4	29 Cu Cuivre 63.54	30 Zn Zinc 65.37	31 Ga Gallium 69.72	32 Ge Germanium 72.59	33 As Arsenic 74.9216	34 Se Sélénium 78.96	35 Br Brome 79.909	36 Kr Krypton 83.80	37 Rb Rubidium 85.47
5	37 Rb Rubidium 85.47	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.905	40 Zr Zirconium 91.22	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdène 95.94	43 Tc Technétium [98]	44 Ru Ruthénium 101.07	45 Rh Rhodium 102.905
6	55 Cs Césium 132.905	56 Ba Baryum 137.34	57 La Lanthane 138.91	58 Ce Cérium 140.12	59 Pr Praseodyme 140.907	60 Nd Néodyme 144.24	61 Pm Prométhium [145]	62 Sm Samarium 150.35	63 Eu Europium 151.96
7	87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89 Ac Actinium [227]	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium [231]	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium [237]	94 Pu Plutonium [242]	95 Am Américium [243]



VIII (trioles)

\* LANTHANIDES

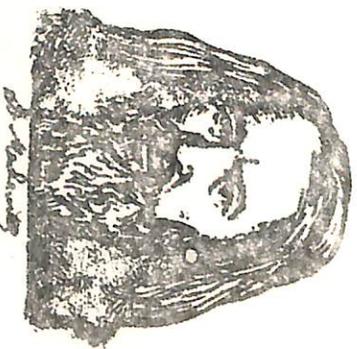
58 Ce Cérium 140.12	59 Pr Praseodyme 140.907	60 Nd Néodyme 144.24	61 Pm Prométhium [145]	62 Sm Samarium 150.35	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.924	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutécium 174.967
---------------------------	--------------------------------	----------------------------	------------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	-----------------------------	---------------------------	-----------------------------	------------------------------	------------------------------

\*\* ACTINIDES

88 Ra Radium [226]	89 Ac Actinium [227]	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium [231]	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium [237]	94 Pu Plutonium [242]	95 Am Américium [243]	96 Cm Curium [247]	97 Bk Berkélium [247]	98 Cf Californium [249]	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium [257]	101 Md Mendelevium [258]	102 No Nobelium [259]	103 Lr Lawrencium [261]
--------------------------	----------------------------	-----------------------------	--------------------------------	---------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------	-------------------------------	-------------------------------	----------------------------	--------------------------------	-----------------------------	-------------------------------

SYSTÈME PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS SELON D. MENDELÉEV

Périodes	GROUPE DES					ELEMENTS	VI	VII	0
	I	II	III	IV	V				
1								1 M Hydrogène 1,0071	2 He Hélium 4,0026
2	3 Li Lithium 6,939	4 Be Béryllium 9,0122	5 B Bore 10,811	6 C Carbone 12,01115	7 N Azote 14,0067	8 O Oxygène 15,9994	9 F Fluor 18,9984	10 Ne Néon 20,183	
3	11 Na Sodium 22,9898	12 Mg Magnésium 24,312	13 Al Aluminium 26,9815	14 Si Silicium 28,086	15 P Phosphore 30,9738	16 S Soufre 32,064	17 Cl Chlore 35,453	18 Ar Argon 39,948	
4	19 K Potassium 39,102	20 Ca Calcium 40,08	21 Sc Scandium 44,956	22 Ti Titane 47,90	23 V Vanadium 50,942	24 Cr Chrome 51,996	25 Mn Manganèse 54,938	26 Fe Fer 55,847	27 Co Cobalt 58,9332
	29 Cu Cuivre 63,54	30 Zn Zinc 65,37	31 Ga Gallium 69,72	32 Ge Germanium 72,59	33 As Arsenic 74,9216	34 Se Sélénium 78,96	35 Br Brome 79,909	36 Kr Krypton 83,80	37 Ni Nickel 58,71
5	37 Rb Rubidium 85,47	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,905	40 Zr Zirconium 91,22	41 Nb Niobium 92,906	42 Mo Molybdène 95,94	43 Tc Technétium [98]	44 Ru Ruthénium 101,07	45 Rh Rhodium 102,905
	47 Ag Argent 107,870	48 Cd Cadmium 112,40	49 In Indium 114,82	50 Sn Étain 118,69	51 Sb Antimoine 121,75	52 Te Tellure 127,60	53 I Iode 126,9044	54 Xe Xénon 131,30	46 Pd Paladium 106,4
6	55 Cs Césium 132,905	56 Ba Baryum 137,34	57 La Lanthane 138,91	58 Ce Cérium 140,12	59 Pr Praseodyme 140,907	60 Nd Néodyme 144,24	61 Pm Prométhium [145]	62 Sm Samarium 150,35	63 Eu Europium 151,96
	79 Au Or 196,967	80 Hg Mercure 200,59	81 Tl Thallium 204,37	82 Pb Plomb 207,19	83 Bi Bismuth 208,980	84 Po Polonium [209]	85 At Astatine [210]	86 Rn Radon [222]	64 Gd Gadolinium 157,25
7	87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89 Ac Actinium [227]						65 Tb Terbium 158,924



\* LANTHANIDES

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Cérium	Praseodyme	Néodyme	Prométhium	Samarium	Europium	Gadolinium	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Lutécium
140,12	140,907	144,24	[145]	150,35	151,96	157,25	158,924	162,50	164,930	167,26	168,934	173,04	174,967

\*\* ACTINIDES

90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
Thorium	Protactinium	Uranium	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium	Berkélium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lavrencium
232,038	[231]	238,03	[237]	[242]	[243]	[247]	[247]	[249]	[254]	[253]	[258]	[259]	[260]