

Collection "SUPERNOVA"

CORRIGÉ
LA CHIMIE EN
2^{de}


Editions
SuperNova

LEÇON 1 :**L'ÉLÉMENT CHIMIQUE****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

1. Les constituants de l'atome sont : le noyau et un ou plusieurs électrons formant le cortège électronique.
2. L'atome est électriquement neutre car il comporte autant de charges positives (portées par le noyau) que de charges négatives (portées par l'ensemble des électrons).

J'évalue mes acquis 2**1. Déterminons :**

1.1. Le nombre de protons dans ce noyau :

$$n(\text{proton}) = \frac{Q}{e}$$

$$n(\text{proton}) = \frac{27,2 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} ; \quad n(\text{proton}) = 17.$$

1.2. La charge globale du cortège électronique :

$$Q(\text{électrons}) = -Q(\text{protons}) = -27,2 \cdot 10^{-19} \text{ C.}$$

2. Le nombre d'électrons qui gravitent autour du noyau :

$$n(\text{électrons}) = n(\text{protons}) = 17.$$

J'évalue mes acquis 3

1. b ; 2. a ; 3. C

J'évalue mes acquis 4

1. Le symbole du noyau de l'atome de fluor constitué de 9 protons et 10 neutrons est : ${}^{19}_9\text{F}$
2. Le symbole du noyau de l'atome de sodium constitué de 12 neutrons et dont le nombre de masse est 23 est : ${}^{23}_{11}\text{Na}$ ($Z = 23 - 12 = 11$)

J'évalue mes acquis 5

Rangeons les symboles des noyaux atomiques isotopes par paire :

$$- {}^{14}_7\text{N} \text{ et } {}^{15}_7\text{N} ; {}^{16}_8\text{O} \text{ et } {}^{14}_8\text{O}$$

J'évalue mes acquis 6**1. La structure électronique de l'atome de:**

1.1. Hydrogène ($Z=1$) : K^1

1.2. Oxygène ($Z=8$) : $\text{K}^2 \text{ L}^6$

1.3. Potassium (Z=19) : K² L⁸ M⁸ N¹

2. Nombre de protons = Nombre d'électrons (électro neutralité)

$$Z = 2+8+4 \quad Z = 14$$

II- JE M'EXERCE

Corrections des exercices

Corrigés des exercices de fixation/application

1

1-Définition élément chimique : Un élément chimique est l'ensemble des entités (atomes ou ions) qui ont le même nombre de protons dans leur noyau.

2-L'élément chimique commun est : l'hydrogène : H.

2

		VRAI	FAUX
1	L'atome de fer (Fe), l'ion ferreux (Fe ²⁺) et l'ion ferrique (Fe ³⁺) sont les représentants du même élément chimique	X	
2	Le noyau d'un ion Zinc (Zn ²⁺) contient deux protons de plus que le nombre de protons présents dans le noyau d'un atome de Zinc (Zn)	X	
3	L'oxyde de cuivre CuO est un corps pur comportant 3 éléments chimiques		X
4	La molécule d'un corps pur composé comporte au moins deux éléments chimiques	X	
5	Le symbole de l'élément chimique potassium est P		X

3

1-Equation bilan de la réduction de l'oxyde cuivrique



2-Les réactifs sont : l'oxyde cuivrique (CuO) et le carbone (C).

4

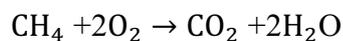
1-Nom du gaz qui trouble l'eau de chaux : le dioxyde de carbone.

2- le carbone.

Corrigés des exercices de renforcement /approfondissement

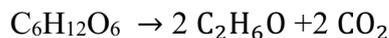
5

- 1- Le carbone et l'hydrogène.
- 2- Les réactifs sont : le composé X et le dioxygène. Les produits sont : le dioxyde de carbone et l'eau.
- 3- Equation de la réaction.
D'après la conservation de la matière, le composé X est le méthane



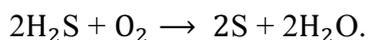
6

- 1-Les éléments communs aux produits est le carbone et l'oxygène.
- 2-Au cours d'une réaction chimique, il y a conservation des éléments chimiques. Or les produits de la fermentation du glucose contiennent uniquement du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.
- 3-Equation bilan :



7

- 1-
 - 1-1. Soufre et fer
 - 1-2. Soufre et hydrogène
- 2- Cf. conservation de la matière. L'élément soufre présent dans l'un des réactifs est l'un des produits.
- 3- Equation de la réaction chimique :



8

- 1-1. Le cuivre, l'azote et l'oxygène.
- 1-2. Le cuivre et l'oxygène.
- 1-3. Le cuivre, l'oxygène et l'hydrogène
- 2- Cu ; N ; O ; H.

Corrigés des situations d'évaluation

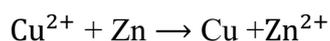
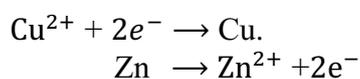
9

1-Ions cuivre II (Cu^{2+})2-Les ions Cu^{2+} captent chacun deux électrons et se transforment en métal cuivre (Cu).

3-

3-1. Cette décoloration est due à la disparition des ions Cu^{2+} (bleus en solution).3-2. Le précipité caractérise les ions Zn^{2+} formés au cours de la réaction.

4-Equations



5-Au cours de cette réaction, il y a transfert d'électrons du Zinc au cuivre.

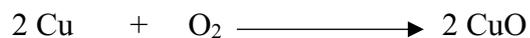
10

1-Poudre noire : oxyde cuivrique.

Dépôt rouge : métal cuivre.

Gaz dégagé : dioxyde de carbone.

2-1 Expérience 1



2-2. Expérience 2



3- Élément commun au métal cuivre et à l'oxyde de cuivre : le métal cuivre.

11

1- Carbone, hydrogène et oxygène.

2- C ; H et O

3- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

LEÇON 2 :**STRUCTURE DE L'ATOME****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

1- L'atome est constitué **d'un noyau** et d'électrons.

2- L'atome est électriquement neutre car il referme autant de charges positives dans le noyau que de charges négatives portées par l'ensemble des électrons.

J'évalue mes acquis 2

1.

1.1 Le nombre de protons dans ce noyau

$$n = \frac{Q}{e} = \frac{27,2 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} \quad n = 17$$

1.2 La charge globale dans le cortège électronique.

L'atome étant électriquement neutre, la charge globale dans le cortège électronique est égale à la charge portée par le noyau : $Q = +27,2 \cdot 10^{-19} \text{C}$.

2. Le nombre d'électrons qui gravitent autour du noyau de cet atome est 17.

J'évalue mes acquis 3

1- b) ; 2- c) ; 3- c)

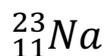
J'évalue mes acquis 4

1. Symbole du noyau de l'atome de fluor

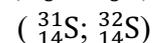
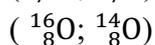
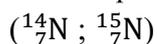
$$Z = 9 ; A = Z + N$$



2. Symbole du noyau de l'atome de sodium constitué de 12 neutrons et dont le nombre de $A = 23$ et $N = 12$ d'où $Z = A - N = 11$

**J'évalue mes acquis 5**

Les isotopes

**J'évalue mes acquis 6**

1.

1.1 Pour l'atome d'hydrogène, $Z = 1$, la structure électronique est K^1 .

1.2 Pour l'atome d'oxygène $Z = 8$, la structure électronique est K^2L^6 .

1.3 Pour l'atome de potassium $Z = 19$, la structure électronique est $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8\text{N}^1$

2 Pour cet atome, $Z = 14$. Le nombre de protons présents dans le noyau est 14.

J'évalue mes acquis 7

Azote : $Z = 7$. La structure électronique est K^2L^5 . La structure de Lewis est : $\cdot\bar{N}\cdot$

Chlore : $Z = 17$. La structure électronique est $K^2L^8M^7$. La structure de Lewis est : $|\bar{Cl}\cdot$

II- JE M'EXERCE

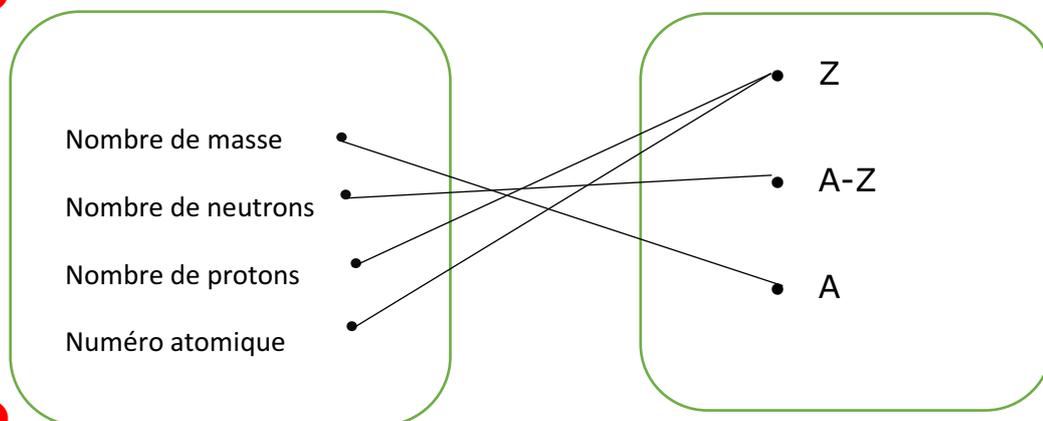
Corrections des exercices

Corrigés des exercices de fixation/application

1

Atomes	Nombre de masse	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons
S	32	16	16	16
Be	9	4	4	5
P	31	15	15	16
Pb	207	82	82	125

2



3

1. Nom de la couche externe de cet atome
Couche M
2. Nombre d'électrons périphériques
7
3. Le numéro atomique Z de cet atome
 $Z = 2 + 8 + 7 = 17$

4

Élément	C	H	N	O	P	S
Z	6	1	7	8	15	16

Li⁺•

Structure électronique	K ² L ⁴	K ¹	K ² L ⁵	K ² L ⁶	K ² L ⁸ M ⁵	K ² L ⁸ M ⁶
Nombre d'électrons sur la couche externe	4	1	5	6	5	6

Corrigés des exercices de renforcement

5

- Voir la leçon
- symboles des noyaux du carbone 12, du carbone 13 et du carbone 14
 $^{12}_6\text{C}$; $^{13}_6\text{C}$; $^{14}_6\text{C}$
- nombre de neutrons dans le noyau de chacun des isotopes du carbone
 $^{12}_6\text{C}$: 6 neutrons
 $^{13}_6\text{C}$: 7 neutrons
 $^{14}_6\text{C}$: 8 neutrons
- Formule électronique de l'élément carbone. K²L⁴
 - Représentation de Lewis de cet atome.

$$\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \text{ C } \bullet \\ \bullet \end{array}$$

6

- Rappelle la définition d'un ion
Voir cours
- Reproduis et complète le tableau.

Entités chimiques	H ⁺ (ion hydrogène)	O ²⁻ (ion oxyde)	Li ⁺ (ion Lithium)	Cl ⁻ (ion chlorure)
Nombre de protons	1	8	3	17
Élément chimique que représente l'entité	H	O	Li	Cl
Nombre d'électrons	0	10	2	18
Structure électronique	K ⁰	K ² L ⁶	K ² L ¹	K ² L ⁸ M ⁸
Représentation de Lewis	H ⁺	$\left[\overset{\ominus}{\text{O}} \right]$	Li ⁺ •	$\left[\overset{\ominus}{\text{Cl}} \right]$

7

Les alchimistes ont longtemps tenté de transformer les atomes de plomb en atomes d'or. Les noyaux les plus connus de ces atomes sont respectivement $^{208}_{82}\text{Pb}$ et $^{197}_{79}\text{Au}$.

- M(noyau de l'atome de plomb) > M(noyau de l'atome d'or)
- Détermine la masse de ce noyau et déduis-en la masse m de l'atome correspondant
- Détermine ;
 - le nombre d'atomes contenus dans une pépite de 5g d'or
 - la masse d'un ion aurique Au³⁺
- Calcule la charge électrique de l'ion Pb²⁺ et celle de son nuage électrique

8

$$1-m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} = 46,76 \times 10^{-27} \text{kg}$$

La masse du noyau est en effet sensiblement égale à la masse des nucléons. Celle du cortège électronique étant négligeable.

2-Le numéro atomique Z est le nombre de protons :

$$Z = \frac{Q}{+e} \text{ donc } Z = \frac{22,4 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 14$$

Le nombre de masse A est le nombre total de nucléons (nombre de protons + nombre de neutrons) : $A = Z + N$

$$A = 14 + 14 = 28$$

3-Masse du noyau = nombre de nucléons x masse d'un nucléon

$$= 28 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{kg.}$$

$$= 46,76 \times 10^{-27} \text{kg}$$

4-Cette entité a cédé des électrons puisque la charge globale négative de son cortège d'électrons est inférieure à la charge globale des protons contenus dans son noyau. Soit n_{e^-} , le nombre d'électrons du cortège électronique,

$$\text{On a } Q' = n_{e^-} \times (-e)$$

$$\text{D'où } n_{e^-} = \frac{Q'}{-e} \text{ soit } n_{e^-} = \frac{-16 \times 10^{-19} \text{C}}{-1,6 \times 10^{-19} \text{C}}$$

$$n_{e^-} = 10 \text{ électrons (particules en défaut par rapport au 14 protons contenus)}$$

On en déduit le nombre n_c d'électrons cédés

$$n_c = 14 - Z \text{ soit } n' = 14 - 10 = 4 \text{ électrons cédés. } n' = 4 \text{ électrons.}$$

Corrigés des situations d'évaluation

9

1. L'atome est constitué :

3 d'un noyau formé de nucléons (Protons chargés positivement et neutrons) ;

4 d'électrons chargés négativement qui gravitent autour du noyau.

2.

A = Nombre de masse = Nombre des nucléons

X = Symbole de l'élément chimique

Z = Numéro atomique = nombre de protons

3-

3-1. $a = 2$ La couche K est saturée avec deux électrons.

$b = 8$ La couche L est saturée avec 8 électrons

3-2. Le numéro atomique donne le nombre de protons or d'après l'électronneutralité de l'atome, il y a autant de protons que d'électrons

Or, il y a $2 + 8 + 8 + 2 = 20$ électrons dans cet atome

Donc $Z = 20$

1. Représentation de Lewis de cet atome



LEÇON 3 :**CLASSIFICATION PÉRIODIQUE
DES ÉLÉMENTS****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

1. Le tableau de classification périodique des éléments comporte **sept** lignes ou **périodes** et dix-huit **colonnes** ou **familles**.
2. Deux informations que l'on retrouve dans chaque case du tableau de classification périodique :
 - Le symbole de l'élément chimique ;
 - Le numéro atomique de l'élément chimique.

J'évalue mes acquis 2

D'après la structure électronique de cet atome, il possède trois couches. Cet atome appartient donc à la troisième (3^{ème}) période du tableau de la classification périodique des éléments chimiques.

J'évalue mes acquis 3

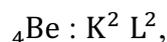
Structures électroniques de ces deux éléments chimiques :

- ${}_3\text{Li} : \text{K}^2 \text{L}^1$
- ${}_{11}\text{Na} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^1$

D'après leurs structures électroniques, le lithium comporte deux couches : il appartient à la deuxième période. Le sodium comporte trois couches : il appartient à la troisième période. Donc le lithium et le sodium n'appartiennent pas à la même période.

J'évalue mes acquis 4

1. Deux métaux alcalins : le lithium, le sodium.
2. L'unique gaz rare ayant deux électrons sur sa couche externe est l'hélium.
3. La famille de l'élément béryllium :



A partir de sa structure électronique, le béryllium comporte deux électrons sur sa couche externe, c'est un élément de la deuxième colonne, il appartient donc à la famille des métaux alcalino-terreux.

II- JE M'EXERCE

Corrections des exercices

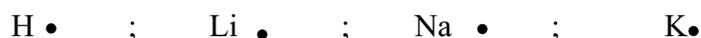
Corrigés des exercices de fixation/application

1

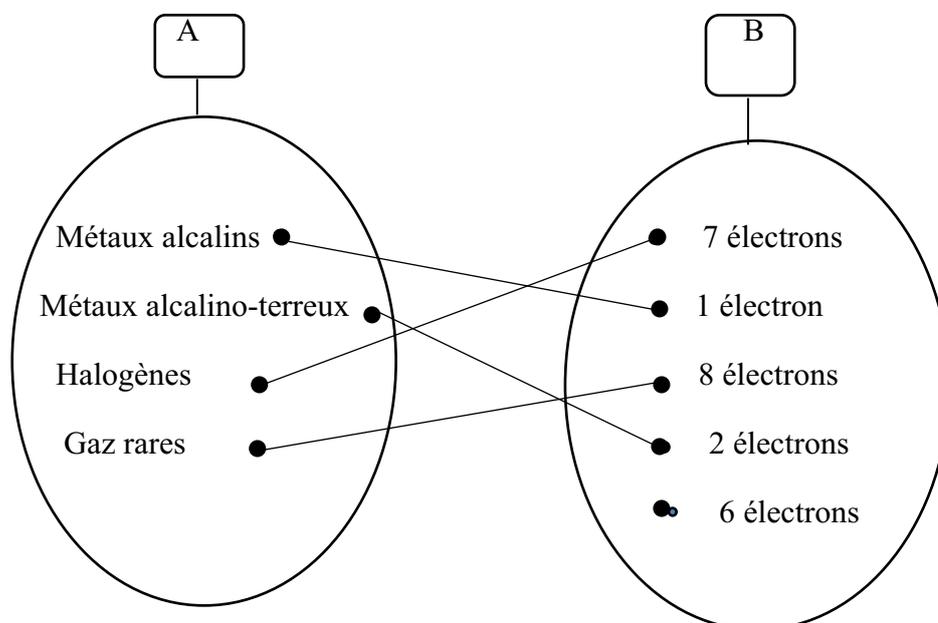
La classification actuelle des éléments chimiques repose sur le numéro atomique. Dans ce tableau, les éléments d'une même **famille** sont situés dans une même colonne. Le numéro de la **colonne** détermine le nombre d'électrons qui occupe la **couche externe** de chaque élément. Ainsi, tous les éléments d'une même famille ont des représentations de Lewis **identiques**. Ce qui explique leurs propriétés **chimiques analogues**.

2

Représentation de Lewis de l'hydrogène et des trois premiers métaux alcalins.



3



4

1. X et Y sont sur la même ligne du tableau donc la structure électronique de X s'écrit : $K^2L^8M^7$. L'élément chimique X possède 17 électrons dans son cortège électronique donc aussi 17 protons dans son noyau. Son numéro atomique est donc $Z = 17$.
2. X possède 7 électrons sur sa dernière couche : c'est un halogène
Y possède 8 électrons sur sa dernière couche : c'est un gaz rare

Corrigés des exercices de renforcement

5

1. La formule électronique s'écrit : $K^2L^8M^8N^2$
2. X est situé dans la 4^{ème} ligne et dans la 2^{ème} colonne du tableau. Le nombre de couches indique le numéro de la ligne ou période tandis que le nombre d'électrons de la couche périphérique indique le numéro de la colonne ou famille.
3. X est un métal alcalino- terreux.

6

1. Y possède 2 électrons périphériques. Il appartient à la famille des métaux alcalino-terreux
2. X est située dans la 5^{ème} colonne (X possède 5 électrons sur sa couche externe)
3. Structure électronique de X : $K^2L^8M^5$
Structure électronique de Y : K^2L^5
4. Les éléments X et Y possèdent respectivement 15 et 7 électrons sur leurs couches externes. Du fait de l'électroneutralité de l'atome,
Il y a 15 protons dans le noyau de X donc $Z = 15$; l'élément X est le phosphore ($_{15}\text{P}$)
Il y a 7 protons dans le noyau de Y donc $Z = 7$; l'élément Y est l'azote

7

1. L'élément E ne possède que 2 couches (K et L)
2. E appartient à la deuxième période (2couches)
3. La formule chimique de E s'écrit : K^2L^7 donc E possède 9 électrons dans son cortège électronique. Il y a donc 9 protons dans son noyau soit $Z = 9$
4. Structure de Lewis du Fluor



8

1. Trois couches donc 3^{ème} période. 8 électrons sur la couche externe donc famille des gaz rares.
2. Formule électronique de cet élément : $K^2L^8M^8$
3. $Z = 18$ (cf. exercices précédents)
4. Il s'agit de l'argon dont la représentation de Lewis est :



Corrigés des situations d'évaluation

9

1. A appartient à la famille des métaux alcalins (colonne 1) et B appartient à la famille des halogènes (colonne 7)

2. Propriétés chimiques de ces familles :

- ✓ Les **alcalins** sont des métaux mous très oxydables à froid par le dioxygène de l'air. Tous réagissent violemment avec l'eau en produisant du dihydrogène.

Ils perdent facilement leur seul électron pour donner des cations métalliques

- ✓ Les **halogènes** ont tendance à capter un électron pour donner des anions. Ils réagissent avec l'hydrogène pour donner des halogénures d'hydrogène.

3. D'après leurs structures électroniques,

C : $K^2L^8M^8$ (18 électrons) B : $K^2L^8M^7$ (17 électrons) C possède est

donc un ion provenant d'un atome de B qui a gagné un électron supplémentaire ; c'est un anion.

A : $K^2L^8M^1$ (11 électrons)

D : K^2L^8 (10 électrons)

D est un cation issu de l'atome de A qui a perdu un électron.

4.

4.1 Numéros atomiques de A et B :

Pour A, $Z = 11$ donc A est le sodium Na et pour B, $Z = 17$, il s'agit du chlore Cl

4.2 L'ion C'est donc l'anion Cl^- et l'ion D est le cation Na^+

10

1. Ce tableau est l'extrait du tableau de la classification périodique des vingt premiers éléments chimiques.

2. Principe de remplissage :

1^{ère} règle : on remplit le tableau de classification périodique des éléments par ordre croissant de numéro atomique.

2^{ème} règle : On change de ligne chaque fois qu'on change de couche externe.

3. Le nombre d'électrons sur les couches externes dans une colonne donnée est le même. Ce nombre détermine la famille de ces éléments chimiques. Une colonne comprend ainsi des éléments de la même famille.

4. On distingue :

- ✓ Colonne 1 : Famille de l'hydrogène et des métaux alcalins (1 électron sur la couche externe)
- ✓ Colonne 2 : Famille des métaux alcalino-terreux (2 électrons sur la couche externe)
- ✓ Colonne 7 : Famille des halogènes (7 électrons sur la dernière couche)
- ✓ Colonne 8 : Famille des gaz rares (8 électrons sur la dernière couche)

11

1. Les gaz rares sont dans la huitième colonne donc la couche externe de ce gaz comporte 8 électrons.
2. Structure électronique de ce gaz : K^2L^8 (deux couches et 8 électrons périphériques) soit $2+8=10$ électrons. On a donc $Z=10$ (Autant de protons dans le noyau que d'électrons dans le cortège électronique)
3. Représentation de Lewis.



4. Tous les gaz rares ont une structure de Lewis identiques à celle du Néon. Ils n'ont aucun électron célibataire d'où leur inertie chimique.

LEÇON 4 :**IONS ET MOLÉCULES****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

1. Énoncé de la règle de l'octet :

Au cours des réactions chimiques, les atomes pour gagner en stabilité, vont chercher à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche. Ils possèdent alors huit électrons ou un octet d'électrons sur leur couche externe à l'exception de l'hélium qui en possède deux.

2. Soit l'élément chimique $_{12}\text{Mg}$:

2.1. Sa structure électronique : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^2$

2.2. Formule de l'ion que cet atome aura tendance à donner : Mg^{2+} .

J'évalue mes acquis 2

1. Structure électronique de l'atome d'aluminium ($Z=13$) : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^3$

A partir de la structure électronique de l'atome d'aluminium, la formation de l'ion aluminium (Al^{3+}) s'explique par la perte de trois électrons par l'atome d'aluminium pour avoir la structure du gaz rare le plus proche $\text{K}^2 \text{L}^8$.

2. Structure électronique de l'atome de soufre ($Z=16$) : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^6$

A partir de la structure électronique de l'atome de soufre, la formation de l'ion sulfure (S^{2-}) s'explique par le gain de deux électrons par l'atome de soufre pour avoir la structure du gaz rare le plus proche $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8$.

J'évalue mes acquis 3

En nous inspirant du tableau 3 (tableau de classification périodique simplifié), écrivons les formules des ions dont les noms suivent :

- **Ion phosphore :**

L'atome de phosphore (P : $Z=15$; $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^5$) va gagner trois (3) électrons pour acquérir la structure de l'argon ($\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8$) qui est le gaz rare le plus proche. La formule de l'ion phosphore est : P^{3-} .

- **Ion béryllium :**

L'atome de béryllium (P : $Z=4$; $\text{K}^2 \text{L}^2$) va perdre deux (2) électrons pour acquérir la structure de l'hélium (K^2) qui est le gaz rare le plus proche. La formule de l'ion béryllium est : Be^{2+} .

- **Ion fluorure :**

L'atome de fluor (F : Z=9 ; K² L⁷) va gagner un (1) électron pour acquérir la structure du néon (K² L⁸) qui est le gaz rare le plus proche. La formule de l'ion fluorure est : F⁻.

J'évalue mes acquis 4

Les ions polyatomiques : HCO₃⁻ ; PO₄³⁻ ; MnO₄⁻.

J'évalue mes acquis 5

Explication de la formation de la molécule de :

- Dichlore (Cl₂) :

Représentation de LEWIS de l'atome de chlore : $\begin{array}{c} \bullet \\ | \\ \underline{\text{Cl}} \\ | \\ \bullet \end{array}$

L'atome de chlore possède un électron célibataire. Pour former la molécule de dichlore (Cl₂), deux atomes de chlore mettent en commun leurs électrons célibataires (ou non-appariés) pour former un doublet partagé obéissant ainsi à la règle de l'octet.

- Eau (H₂O) :

Représentation de LEWIS de l'atome d'hydrogène : H•

Représentation de LEWIS de l'atome d'oxygène : $\begin{array}{c} \bullet \\ \diagup \\ \text{O} \\ \diagdown \\ \bullet \end{array}$

L'atome d'hydrogène possède un électron célibataire, il doit gagner un électron pour satisfaire la règle du duet.

L'atome d'oxygène possède six électrons sur sa couche de valence, il doit en gagner deux pour satisfaire la règle de l'octet.

Pour former la molécule d'eau (H₂O) chaque atome d'hydrogène crée donc une liaison de covalence avec l'atome d'oxygène et l'atome d'oxygène crée deux liaisons de covalence avec les deux atomes hydrogène.

J'évalue mes acquis 6

1. Une liaison covalente entre deux atomes est la mise en commun par ces deux atomes de deux électrons célibataires ou périphériques.
2. Deux types de liaisons covalentes :
La liaison simple ou liaison monovalente, la liaison double ou liaison bivalente.

J'évalue mes acquis 7

1. Représentation de LEWIS de la molécule de dioxyde de carbone (CO₂):

Représentation de LEWIS de l'atome d'oxygène(O) : $\begin{array}{c} \bullet \\ \underline{\text{O}} \\ \bullet \end{array}$

Représentation de LEWIS de l'atome de carbone (C) : $\begin{array}{c} \bullet \\ \text{C} \\ \bullet \end{array}$

Représentation de LEWIS de la molécule de dioxyde de carbone :



2. Les types de liaisons covalentes formées sont les liaisons covalentes doubles.

J'évalue mes acquis 8

1. Définitions :

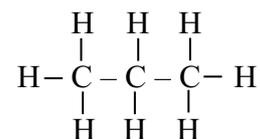
- 1.1. Un corps pur simple est un corps constitué d'atomes ou de molécules d'un seul élément chimique.
- 1.2. Un corps pur composé est un corps constitué d'éléments chimiques différents.
- 1.3. Un mélange est constitué de plusieurs types d'espèces chimiques.

2. Citons :

- 2.1. Un corps pur simple : le dihydrogène (H₂).
- 2.2. Un corps pur composé : le dioxyde de carbone (CO₂).
- 2.3. Un mélange : l'air.

J'évalue mes acquis 9

Formule développée du propane de formule brute C₃H₈ :



J'évalue mes acquis 10

Formule statistique la plus simple du composé contenant les ions :

- NO₃⁻ et Cu²⁺ : Cu(NO₃)₂
- Fe³⁺ et OH⁻ : Fe(OH)₃.

J'évalue mes acquis 11

Deux composés moléculaires : l'eau (H₂O) et le dioxyde de carbone (CO₂)

Deux composés ioniques : Hydroxyde de calcium Ca(OH)₂ et le Chlorure de sodium NaCl

Deux critères de différenciation de ces composés :

1. Les composés moléculaires sont des substances pures formées lorsque des atomes sont liés entre eux par un partage d'électrons tandis que les composés ioniques se forment en raison d'un transfert d'électrons d'un atome à un autre.
2. Les composés moléculaires se forment entre deux non-métaux tandis que les composés ioniques se forment entre des métaux et des non-métaux ;

II- JE M'EXERCE

Corrections des exercices

Corrigés des exercices de fixation/application

1

1-Les ions monoatomiques sont :
Mg²⁺, Cl⁻, Fe³⁺, K⁺

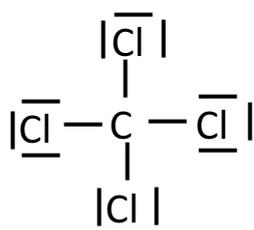
2- Les ions poly atomiques sont :
 SO_4^{2-} , OH^- , MnO_4^- .

2

1) Représentation de LEWIS du carbone et du Chlore
 $\text{C} (Z = 6) : \text{K}^2\text{L}^4$; $\text{Cl} (Z = 17) : \text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$

2) Quatre atomes de chlore peuvent se lier à l'atome de carbone

3) La représentation de LEWIS de la molécule obtenue



3

- 1- Silicium et fluor : SiF_4 tetrafluorure de silicium.
- 2- Hydrogène et azote : NH_3 ammoniac.

4

- 1- Ion baryum et ion chlorure ; (Ba^{2+} et Cl^-) : BaCl_2
- 2- Ion potassium et ion permanganate ; (K^+ et MnO_4^-) : KMnO_4
- 3- Ion sodium et ion carbonate ; (Na^+ et CO_3^{2-}) : $\text{CO}_3(\text{Na}_2)$

Corrigés des exercices de renforcement

5

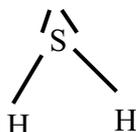
Élément chimique	Formule électronique	Formule de l'ion	Nom de l'ion
$_{12}\text{Mg}$	$\text{K}^2\text{L}^{10}\text{M}^2$	Mg^{2+}	Ion magnésium
$_8\text{F}$	K^2L^7	F^-	Ion fluorure
$_{19}\text{K}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^9$	K^+	Ion potassium
$_{16}\text{S}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^6$	S^{2-}	Ion sulfure
$_{13}\text{Al}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^3$	Al^{3+}	Ion aluminium
$_8\text{O}$	K^2L^6	O^{2-}	Ion oxyde

6

1) Sa structure électronique est :
 $\text{S} (Z = 16) : \text{K}^2\text{L}^8\text{M}^6$

- 2) L'oxygène O appartient à la même famille que la soufre
 3) La structure électronique du sulfure d'hydrogène H₂S est :

H (Z = 1) : K¹
 S (Z = 16) : K²L⁸M⁶



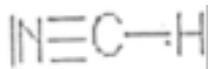
7

- 1- K²L⁴ et K²L⁶
 2-1 Formule statistique : CO₂
 2-2 Représentation de Lewis de la molécule.



8

- 1-Une molécule est un édifice chimique stable, électriquement neutre formé d'atomes liés entre eux par des liaisons de covalence.
 2-Formule électronique de H, C et N.
 H (Z = 1) : K¹ ; C (Z = 6) : K²L⁴ ; N (Z = 7) : K²L⁵
 3-Valence des atomes :
 V(H) = 1 ; V(C) = 4 ; V(N) = 3.
 4-représentation de Lewis.



Corrigés des situations d'évaluation

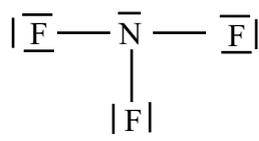
9

- 1-Formule électronique de chaque molécule :
 F (Z = 9) : K²L⁷ ; N (Z = 7) : K²L⁵
 2-Representation de Lewis :

Le Fluor | $\overline{\text{F}}$ •

L'azote • $\overline{\text{N}}$ •

- 3-Representation de Lewis de la molécule.



10

- 1-PCl₃ : trichlorure de phosphore.
 2-L'atome de chlore possède 17 protons et son cortège électronique 17 électrons.
 L'atome de phosphore possède 15 protons et son cortège électronique 15 électrons.

Dans la molécule de PCl_3 , l'atome de phosphore met en commun 3 électrons avec 3 atomes de chlore. Chaque atome atteint un octet d'électrons sur sa dernière couche.

La règle de l'octet est donc vérifiée pour tous les atomes de la molécule.

3- $V(\text{Cl}) = 1$ et $V(\text{p}) = 3$

4-L'atome de chlore possède 7 électrons sur dernière couche donc il appartient à la famille des halogènes.

11

1-Nom des ions :

- Ba^{2+} : ion Baryum
- Cl^- : ion chlorure
- SO_4^{2-} : ion sulfate
- Na^+ : ion sodium
- OH^- : ion hydroxyde
- Mg^{2+} : ion magnésium
- CO_3^{2-} : ion carbonate
- NH_4^+ : ion ammonium.

2-couple d'ions

- $(\text{Ba}^{2+}; \text{Cl}^-)$
- $(\text{Na}^+; \text{SO}_4^{2-})$
- $(\text{NH}_4^+; \text{CO}_3^{2-})$
- $(\text{Mg}^{2+}; \text{OH}^-)$

3-Formule statistique de chaque composé.

- BaCl_2
- Na_2SO_4
- $\text{CO}_3(\text{NH}_4)_2$
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$

LEÇON 5 :**MOLE ET GRANDEURS
MOLAIRES****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

1 – F ; 2 – V ; 3 – V

J'évalue mes acquis 2

1-a) ; 2-c)

J'évalue mes acquis 3

1. On appelle masse molaire atomique du carbone, la masse d'une d'atomes de carbone.
2. L'unité de masse molaire est le gramme par mole de symbole $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

J'évalue mes acquis 4

$$M = 12 \times 8 + 1 \times 9 + 16 \times 2 + 14 = 151 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

J'évalue mes acquis 5

$$M(\text{MgCl}_2) = 24,3 + 2 \times 35,5 = 95,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

J'évalue mes acquis 6

1. $m = 0,5 \times 58,5 = 29,2 \text{ g}$
2. $n = \frac{1,05 \times 1}{60} = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

J'évalue mes acquis 7

1. Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression contiennent le même nombre de molécules.
2. $n = \frac{1,2}{24} = 0,05 \text{ mol}$

J'évalue mes acquis 8Réponse : c) $42,05 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ **II- JE M'EXERCE****Corrections des exercices***Corrigés des exercices de fixation/application***1**

- a) La mole est la quantité de matière d'un système contenant exactement $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires.
- b) La masse molaire atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.
- c) La quantité de matière n d'un système est une représentation du nombre d'entités élémentaires spécifiées.

2

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

3 b) CO₂

4

1. La quantité de matière de dichlore :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \text{AN : } n = \frac{1}{24} = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2. La masse de dichlore

$$m = n \cdot M \quad \text{AN : } m = 4,17 \cdot 10^{-2} \times 71 = 296 \text{ g}$$

5

$$\text{Acide sulfurique : } n = \frac{\rho V}{M}$$

$$\text{AN : } n = \frac{1,8 \times 3}{608} = 8,88 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Acide nitrique : } n = \frac{\rho V}{M}$$

$$\text{AN : } n = \frac{1,8 \times 3}{63} = 8,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Benzène : } n = \frac{\rho V}{M}$$

$$\text{AN : } n = \frac{1,8 \times 3}{78} = 6,92 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

6

1. Masse de gaz

$$m_{\text{gaz}} = m_1 + m_{\text{air}} - m_2 = m_1 + \rho V - m_2 \quad \text{AN : } m_{\text{gaz}} = 100,3 + 1,2 - 99,2 = 2,9 \text{ g}$$

2.1 la quantité de matière de CO₂

$$n = \frac{m_{\text{gaz}}}{M} \quad \text{AN : } n = \frac{2,9}{44} = 6,59 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2.2 le nombre de molécules

$$x = n \cdot N \quad \text{AN : } x = 4 \cdot 10^{22} \text{ molécules}$$

Corrigés des exercices de renforcement

7

Le nombre de grains par production est : $5 \cdot 10^{11}$ grains

$$\text{En moles, on a : } n = \frac{5 \cdot 10^{11}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 8,3 \cdot 10^{-13} \text{ mol}$$

8

$$\text{On a : } d = \frac{M}{29} \quad \text{soit } M = 29d \quad 14n = 29d$$

$$n = \frac{29d}{14} \quad \text{AN : } n = \frac{29 \times 2,9}{14} = 6$$

Formule du corps : C₆H₁₂

9

1. Masse de soufre

$$m = nM \quad \text{AN : } m = 0,54 \times 32 = 17,28 \text{ g}$$

2. Quantité de matière d'aluminium

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{AN : } n = \frac{17,28}{27} = 0,64 \text{ mol}$$

10

Gaz	Masse molaire moléculaire	Densité
Dioxygène O ₂	32	1,1
Diazote N ₂	28	0,96
Dihydrogène H ₂	2	0,067
Dichlore Cl ₂	71	2,44
Ethane C ₂ H ₆	30	1,03

11

1. Le tableau

	Diazote N ₂	Chlorure d'hydrogène HCl	Hélium He	Dioxyde de soufre SO ₂
Masse volumique (en g.L ⁻¹)	1,12	1,46	0,16	2,56
$d_{\text{gaz}} = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}}$	0,93	1,22	0,13	2,13
$d_{\text{gaz}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}$	0,97	1,26	0,14	2,21

2. Comparaison des résultats obtenus

Les valeurs des densités sont sensiblement égales

3. La densité de CO et de CO₂

$$d_{(\text{CO})} = \frac{28}{29} = 0,97 \quad \text{et} \quad d_{\text{CO}_2} = \frac{44}{29} = 1,52$$

4. Le gaz qui se mélange plus à l'air est CO car $d_{(\text{CO})} < 1$ *Corrigés des situations d'évaluation*

12

1. La grandeur molaire qui s'exprime en g.L⁻¹ est la concentration massique volumique.2. Résultat de l'analyse en g.L⁻¹ :

$$C_m = M \times C$$

$$\text{AN : } C_m = 386 \times 6,50 \cdot 10^{-3} = 2,51 \text{ g.L}^{-1}$$

3. Le taux de cholestérol de la tante est en excès car 2,51 est supérieur à 2,20.

13

1.1 La masse molaire des gaz

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ g/mol} \quad ; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g/mol} \quad ; \quad M(\text{SO}_3) = 80 \text{ g/mol}$$

1.2 Masse des gaz

$$m(\text{O}_2) = m_2 - m_1 = 0,18 \text{ g}$$

$$m(\text{gaz inconnu}) = m_3 - m_1 = 0,45 \text{ g}$$

1.3 Quantité de matière de O₂

$$n(\text{O}_2) = \frac{m}{M} \quad \text{AN : } n(\text{O}_2) = \frac{0,18}{32} = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

1.4 Masse molaire du gaz inconnu

Dans les mêmes conditions, $n(\text{O}_2) = n(\text{gaz inconnu})$

$$\text{Donc } M(\text{gaz}) = \frac{m(\text{gaz inconnu})}{n(\text{O}_2)}$$

$$\text{AN : } M(\text{gaz}) = \frac{0,45}{5,6 \cdot 10^{-3}} = 80 \text{ g/mol}$$

2. Le gaz contenu dans le ballon est SO_3

3. C'est le trioxyde de soufre

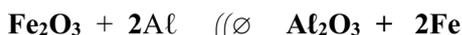
LEÇON 6 :

ÉQUATION - BILAN D'UNE
RÉACTION CHIMIQUE

I- J'ÉVALUE MES ACQUIS

J'évalue mes acquis 1

1. L'aluminium réagit avec l'oxyde ferrique pour donner *l'oxyde d'aluminium et le fer*.
2. L'équation-bilan de la réaction entre l'aluminium et l'oxyde ferrique est :



J'évalue mes acquis 2

L'équation-bilan ($4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \quad (\neq) \quad 2\text{Fe}_2\text{O}_3$) indique que **4** moles de fer **réagissent** avec **3** moles de dioxygène pour **donner 2** moles d'oxyde ferrique.

J'évalue mes acquis 3

1. b) ; 2.b)

J'évalue mes acquis 4

1. Masse minimale de fleur de soufre nécessaire :

$$n_1 = n_2 \quad (\neq) \quad \frac{4,2}{56} = \frac{m_S}{32} \quad \text{soit } m_S = 2,4 \text{ g}$$

2. Masse de sulfure de fer obtenu :

Selon la loi de Lavoisier, $m_{\text{FeS}} = 4,2 \text{ g} + 2,4 \text{ g}$ soit $m_{\text{FeS}} = 6,6 \text{ g}$

II- JE M'EXERCE

Corrections des exercices

Corrigés des exercices de fixation/application

1

L'aluminium brûle dans le dioxygène en donnant naissance à l'oxyde d'aluminium (alumine) selon l'équation-bilan $2\text{Al} + \text{O}_2 \quad (\neq) \quad \text{Al}_2\text{O}_3$

On voit que cette équation-bilan n'est pas **équilibrée**, et pour qu'elle le devienne il faut ajouter des coefficients qui sont **3** pour Al, **2** pour O_2 et **1** pour Al_2O_3 .

Al et O_2 des **réactifs** tandis que Al_2O_3 est un **produit** pour cette réaction.

On doit se référer à cette équation-bilan pour préparer un mélange d'aluminium et de dioxygène qui réagira totalement. On dit alors que les réactifs sont dans les proportions **stœchiométriques**. Dans ce cas, la quantité d'aluminium Al est deux fois plus **grande** que celle de **l'alumine** formé.

2

- a) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \quad (\neq) \quad 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{CaO} + 3\text{C} \quad (\neq) \quad \text{CaC}_2 + \text{CO}$
- c) $8\text{CO} + 2\text{Fe}_3\text{O}_4 \quad (\neq) \quad 8\text{CO}_2 + 6\text{Fe}$
- d) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \quad (\neq) \quad 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$
- e) $\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{Cu}_2\text{O} \quad (\neq) \quad 6\text{Cu} + \text{SO}_2$
- f) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \quad (\neq) \quad \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



3

- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+$
 b) $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$
 c) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{HO}^- + \text{O}_2$
 d) $\text{Zn} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

4

c)

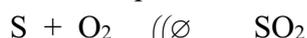
5

Composés	Volume	Quantité de matière
Dichlore Cl_2	1,0 L	$4 \cdot 10^{-2}$ mol
Sulfure d'hydrogène H_2S	3 L	0,12 mol
Dioxyde de soufre SO_2	30 mL	$1,2 \cdot 10^{-3}$ mol
Diazote N_2	10 mL	$4 \cdot 10^{-4}$ mol
Ammoniac NH_3	30 L	1,2 mol
Méthane CH_4	1,3 L	$5,2 \cdot 10^{-2}$ mol
Dioxygène O_2	15 L	0,6 mol

Corrigés des exercices de renforcement

6

1. Equation-bilan de la réaction



2. Montrons que le soufre est en excès

$n_{\text{S}} = \frac{m}{M}$ AN : $n_{\text{S}} = \frac{4}{32} = 0,125$ mol

$n_{\text{O}_2} = \frac{V}{V_m}$ AN: $n_{\text{O}_2} = \frac{2}{22,4} = 0,0893$ mol

$n_{\text{S}} > n_{\text{O}_2}$ donc le soufre est en excès.

3. Masse de soufre restant

Quantité de matière le soufre restant :

$n_{\text{Srest}} = 0,125 - 0,0893 = 0,0337$ mol

Masse de soufre restant : $m_{\text{rest}} = n_{\text{Srest}} \cdot M$

Soit : $m_{\text{rest}} = 0,0337 \times 32 = 1,08$ g

7

Masse de carbone

$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2}$ ($\rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{13,2}{44} = 0,3$ mol)

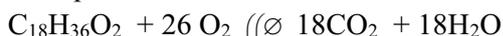
$m_{\text{C}} = n_{\text{C}} \times M_{\text{C}}$ ($\rightarrow m_{\text{C}} = 0,3 \times 12 = 3,6$ g)

Volume de dioxygène :

$V = n_{\text{C}} V_m$ ($\rightarrow V = 0,3 \times 25 = 7,5$ L)

8

1. Equation-bilan de la réaction:



2. Détermination:

2.1) du volume de O₂

$$n_{\text{O}_2} = 26 \frac{m}{M} \quad (\Leftrightarrow V_{\text{O}_2} = 26 \frac{m}{M} \times V_m)$$

$$\text{AN: } V_{\text{O}_2} = 26 \times \frac{14,2}{284} \times 22,4 = 29,1 \text{ L}$$

2.2) du volume de CO₂

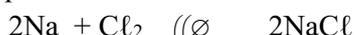
$$V_{\text{CO}_2} = \frac{9}{13} V_{\text{O}_2} \quad \text{AN: } V_{\text{CO}_2} = \frac{9}{13} \times 29,1 = 20,2 \text{ L}$$

2.3) de la masse de CO₂

$$n_{\text{CO}_2} = 18 \frac{m}{M} \quad (\Leftrightarrow m_{\text{CO}_2} = 18 \frac{m}{M} M_{\text{CO}_2} \quad \text{AN: } m_{\text{CO}_2} = 18 \times \frac{14,2}{284} \times 44 = 39,6 \text{ g}$$

9

1. Equation-bilan



2. Détermination :

2.1 de la masse de NaCl

$$m = 2 \cdot \frac{V}{V_m} \cdot M \quad \text{AN: } m = 2 \times \frac{0,250}{22,4} \times 58,5 = 0,13 \text{ g}$$

2.2 de la masse de sodium

$$m = 2 \cdot \frac{V}{V_m} \cdot M \quad \text{AN: } m = 2 \times \frac{0,250}{22,4} \times 23 = 0,51 \text{ g}$$

10

1. Equation-bilan



2.1 Quantité de rouille formée :

$$n = \frac{m}{M} \quad (\Leftrightarrow \text{AN: } n = \frac{5}{154} = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2.2 Quantité de fer ayant réagi :

$$n_{\text{Fe}} = 2n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$$

$$\text{AN: } n = 2 \times 3,2 \cdot 10^{-2} = 6,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

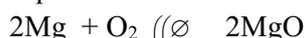
2.3 Masse de fer disparu

$$m = n_{\text{Fe}} \times M$$

$$\text{AN: } m = 6,4 \cdot 10^{-2} \times 56 = 3,6 \text{ g}$$

11

1. Equation-bilan



2. Relation entre les quantités de matière des réactifs :

$$n_{\text{Mg}} = 2n_{\text{O}_2}$$

3. Vérification de la proportion stœchiométrique :

$$n_{\text{Mg}} = \frac{5}{24} = 2,1 \text{ mol et } 2n_{\text{O}_2} = 2 \times \frac{3}{32} = 0,19 \quad \text{donc } n_{\text{Mg}} \neq 2n_{\text{O}_2}$$

Conclusion : la proportion stœchiométrique n'est pas respectée

Corrigés des situations d'évaluation

12

1. Equations-bilans des combustions complètes de C₃H₈ et C₄H₁₀

Propane: C₃H₈ + 5O₂ ((∅ 3CO₂ + 4H₂O

Butane: 2C₄H₁₀ + 13O₂ ((∅ 8CO₂ + 10H₂O

2. Expression de V(O₂)

Cas du propane: V(O₂) = 5 V(C₃H₈)

Cas du butane : V(O₂) = $\frac{13}{2}$ V(C₄H₁₀)

3. Calcul du volume de O₂

Cas du propane: V(O₂) = 5 x 1 = 5 L

Cas du butane : V(O₂) = $\frac{13}{2}$ x 1 = 6,5 L

4. Le butane demande une meilleure ventilation de la pièce.

13

1. Equation-bilan de la réaction



2. Détermination :

2.1 de la masse de fer

$$m_{\text{Fe}} = \frac{3}{2} \times \frac{V}{V_m} M_{\text{Fe}}$$

$$\text{AN} : m_{\text{Fe}} = \frac{3}{2} \times \frac{0,250}{25} \times 56 = 0,84 \text{ g}$$

2.2 le volume de fer

$$V_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{\rho}$$

$$\text{AN} : V_{\text{Fe}} = \frac{0,84}{7,8} = 0,11 \text{ cm}^3$$

2.3 la longueur du fil

$$\ell = \frac{4 V_{\text{Fe}}}{\pi D^2}$$

$$\text{AN} : \ell = \frac{4 \times 0,11}{\pi (2 \cdot 10^{-1})^2} = 3,50 \text{ cm}$$

14

1. Equation-bilan



2.1 le volume de O₂

$$V_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} \times \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} \times V_m$$

$$\text{AN} : V_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} \times \frac{0,05}{24} \times 25 = 0,026 \text{ L.}$$

2.2 la masse de MgO

$$m_{\text{MgO}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} \times M_{\text{MgO}}$$

$$\text{AN} : m_{\text{MgO}} = \frac{0,05}{24} \times 40 = 0,083 \text{ g}$$

LEÇON 7 : LE CHLORURE DE SODIUM

I- J'ÉVALUE MES ACQUIS

J'évalue mes acquis 1

Dans une maille élémentaire d'un cristal de chlorure de sodium, il y a autant d'ions Na^+ que d'ions Cl^- ; ce qui justifie l'écriture NaCl comme sa formule statistique.

J'évalue mes acquis 2

La structure microscopique du chlorure de sodium solide montre qu'il s'agit d'un empilement régulier d'ion Na^+ et d'ions Cl^-

J'évalue mes acquis 3

c)

J'évalue mes acquis 4

a)

J'évalue mes acquis 5

Le cristal de chlorure de sodium ne conduit pas le courant électrique

J'évalue mes acquis 6

$$\theta_f = 801^\circ\text{C}$$

II- JE M'EXERCE

Corrections des exercices

Corrigés des exercices de fixation/application

1

Na^+ : ion sodium et Cl^- : ion chlorure

2

La maille élémentaire du chlorure de sodium est telle que chaque ion Na^+ est entouré de six (6) ions Cl^- et chaque ion Cl^- est entouré de six (6) ions Na^+ ; il y a autant d'ions Na^+ que d'ions Cl^- dans le réseau cristallin de chlorure de sodium. On dit alors que le chlorure de sodium solide est électriquement neutre.

3

1-V ; 2-F ; 3-F ; 4-F ; 5-V

4

$$V = \ell^3 \quad \text{AN : } V = 2^3 = 8 \text{ mm}^3$$

Corrigés des exercices de renforcement

5

1) Formule statistique du chlorure de sodium et justification

La formule statistique du chlorure de sodium s'écrit NaCl car la maille élémentaire du cristal de ce composé comporte autant d'ions Na⁺ que d'ions Cl⁻.

2.1) Quantité de matière de NaCl

La quantité de matière des ions Cl⁻ :

$$n_{Cl^-} = \frac{24 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 4 \text{ mol}$$

La quantité de matière de NaCl est égale à celle des ions Cl⁻. Donc $n_{NaCl} = 4 \text{ mol}$

2.2) Masse d'ions chlorure

$$m = 24 \cdot 10^{23} \times 6,2 \cdot 10^{-26} = 148,8 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 148,8 \text{ g}$$

2.3) Masse de NaCl

$$m = n_{Cl^-} \cdot x M_{NaCl} = 4 \times 58,5 = 234 \text{ g}$$

Corrigés des situations d'évaluation

6

1. La maille d'un composé ionique est la plus petite unité de l'édifice cristallin constitué d'un empilement régulier et alterné des ions qui la composent.
2. Le nombre d'ions Na⁺ et d'ions Cl⁻ appartenant en propre à la maille de NaCl :

$$\text{Ion Na}^+ : 1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4$$

$$\text{Ion Cl}^- : 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$$

3. Volume de la maille

$$\text{On a : } a = 2(r_{Na^+} + r_{Cl^-})$$

$$\text{Or } V = a^3$$

$$\text{AN: } V = (0,560 \cdot 10^{-9})^3 = 0,176 \cdot 10^{-27} \text{ m}^3$$

4. Quantité de matière de NaCl

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} \quad \text{AN: } n = \frac{2,19 \times 2 \cdot 10^{-3}}{58,5} = 7,49 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

7

1. Dénombrement :

-un ion Cl⁻ au sommet d'un cube appartient à 8 cubes ;

-un ion Cl⁻ au centre d'une face appartient à 2 cubes ;

-un ion Na⁺ au milieu d'une arête appartient à 4 cubes ;

-un ion Na⁺ au centre d'un cube appartient à ce cube.

2. Nombre de Na⁺ et de Cl⁻ en propre.

$$\text{Ion Cl}^- : 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4$$

$$\text{Ion Na}^+ : 12 \times \frac{1}{4} + 1 = 4$$

3. Nombre de mailles :

$$k = \frac{V}{a^3} \quad \text{AN: } n = \frac{1}{(5,62 \cdot 10^{-7})^3} = 5,63 \cdot 10^{18} \text{ mailles}$$

- 4.1 Nombre de mole de NaCl

$$n = \frac{4K}{N} \quad \text{AN: } n = \frac{4 \times 5,63 \cdot 10^{18}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 3,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

- 4.2 Masse volumique du NaCl

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{AN: } \rho = \frac{2,19 \cdot 10^{-3}}{10^{-3}} = 2,19 \text{ g.cm}^{-3}$$

LEÇON 8 :**SOLUTIONS AQUEUSES
IONIQUES****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

- Les différentes étapes de la dissolution sont :
 - la dislocation des ions
 - l'hydratation ou la solvation des ions
 - la dispersion des ions
- le dégagement de chaleur qui se produit lors de la dissolution est dû au fait que l'énergie absorbée par la dispersion est plus faible que l'énergie libérée par l'hydratation.

J'évalue mes acquis 2

- Quantité de matière de CaCl₂

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{AN : } n = \frac{15,1}{111} = 0,136 \text{ mol}$$

- Concentration molaire volumique de la solution

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{AN : } C = \frac{0,136}{0,1} = 1,36 \text{ mol.L}^{-1}$$

- Concentrations molaires volumiques des ions

$$[\text{Ca}^{2+}] = C = 1,36 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2C = 2,72 \text{ mol.L}^{-1}$$

- Concentration massique du chlorure de calcium.

$$C_m = \frac{m}{V} \quad \text{AN : } C_m = \frac{15,1}{0,1} = 151 \text{ g.L}^{-1}$$

J'évalue mes acquis 3

- Concentration molaire volumique des ions Ca²⁺ et Cl⁻

$$[\text{Ca}^{2+}] = C = 1,36 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2C = 2,72 \text{ mol.L}^{-1}$$

- Electroneutralité de la solution

$$2[\text{Ca}^{2+}] = [\text{Cl}^-] = 2,72 \text{ mol.L}^{-1}$$

La solution est électriquement neutre.

J'évalue mes acquis 4

1. Au cours de l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium, il se forme du dihydrogène et des ions hydroxyde à la cathode tandis que du dichlore se forme à l'anode.

- Les équations des réactions aux électrodes.

**II- JE M'EXERCE****Corrections des exercices***Corrigés des exercices de fixation/application*

1

1. Elle contient autant de cations que d'anions.
2. Les trois phénomènes qui se produisent au cours de la dissolution d'un composé ionique sont la dislocation, l'hydratation et la dispersion.
3. La dislocation est endothermique alors que l'hydratation est exothermique

2

$$C = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3

Le chlorure de sodium solide n'est pas un conducteur électrique. C'est un **isolant** électrique. Cette propriété s'explique par le fait que les **ions** dans le cristal ne sont pas libres de se déplacer.

Lorsqu'on dissout le chlorure de sodium dans l'eau le courant électrique peut circuler. Si des électrodes de graphite sont utilisées, du **dihydrogène** apparaît à la cathode, et il se dégage du **dichlore** à l'anode. C'est l'**hydrolyse** du chlorure de sodium.

4

1. Les ions présents dans la solution sont : Cl^- ; Na^+ ; SO_4^{2-}
2. Concentrations des ions présents :

$$[\text{Cl}^-] = \frac{c_1 V_1}{V_1 + V_2} \quad \text{AN : } [\text{Cl}^-] = \frac{0,1 \times 0,1}{0,1 + 0,15} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{c_1 V_1 + c_2 V_2}{V_1 + V_2} \quad \text{AN : } [\text{Na}^+] = \frac{0,1 \times 0,1 + 0,2 \times 0,15}{0,1 + 0,15} = 0,16 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{c_2 V_2}{V_1 + V_2} \quad \text{AN : } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,2 \times 0,15}{0,1 + 0,15} = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$$

5

- a) $\text{Li}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Li}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- b) $\text{PbCl}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
- c) $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$
- d) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
- e) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

Corrigés des exercices de renforcement

6

1. La quantité d'électricité mis en jeu

$$q = I \cdot \Delta t$$

$$\text{AN : } q = 0,5 \times 120 = 60 \text{ C.}$$

2.1 la quantité d'électrons reçus par l'anode :

$$q = N \cdot e \quad \left(\Leftrightarrow N = \frac{q}{e} \right)$$

$$\text{AN : } N = \frac{60}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 37,5 \cdot 10^{19} \text{ électrons}$$

$$\text{soit } n_{e^-} = \frac{37,5 \cdot 10^{19}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,622 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

2.2 la quantité de gaz formés sur les électrodes :

A l'anode, on a : $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$

La quantité de dichlore (Cl_2) en moles:

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{e^-}}{2} \quad \text{AN : } n_{\text{Cl}_2} = 0,311 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

A la cathode, on a :

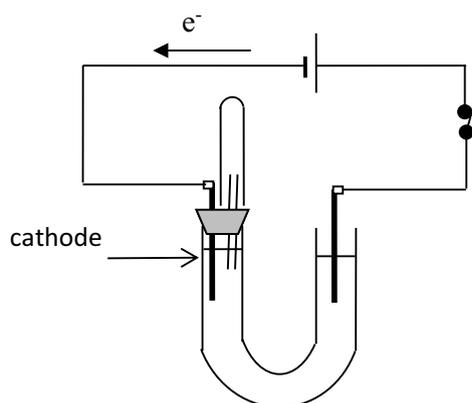
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

La quantité de dihydrogène (H_2) en moles:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{n_{e^-}}{2} \quad \text{AN : } n_{\text{H}_2} = 0,311 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

7

1. Schéma le montage:



2. Voir schéma

3. 1 Equations des réactions aux électrodes :

A l'anode, on a : $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$

A la cathode, on a :

$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

3.2 Equation-bilan de l'électrolyse

$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{Cl}_2$

8 Equation-bilan de l'électrolyse

$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{Cl}_2$

1. Comparaison des volumes des gaz recueillis

$$V_1 = 20 V_2$$

9

1. Les concentrations en mol.L⁻¹

$$C = \frac{C_m}{M}$$

CATIONS		ANIONS	
Na ⁺	3,48.10 ⁻⁴	Cl ⁻	1,69.10 ⁻⁴
K ⁺	7,69.10 ⁻⁵	HCO ₃ ⁻	6,33.10 ⁻³
Ca ²⁺	1,13.10 ⁻²	SO ₄ ²⁻	1,102.10 ⁻²
Mg ²⁺	2,75.10 ⁻³	NO ₃ ⁻	1,61.10 ⁻⁵

2. Electroneutralité

$$\Sigma[+] = [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] + 2[\text{Ca}^{2+}] + 2[\text{Mg}^{2+}]$$

$$= 3,48.10^{-4} + 7,69.10^{-5} + 2 \times 1,13.10^{-2}$$

$$+ 2 \times 2,75.10^{-3} = 3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Sigma[-] = [\text{Cl}^-] + [\text{HCO}_3^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}] + [\text{NO}_3^-]$$

$$= 1,69.10^{-4} + 6,33.10^{-3} + 2 \times 1,102.10^{-2}$$

$$+ 1,61.10^{-5} = 3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conclusion: il y a autant de charges positives que de charges négatives.

10

$$[\text{Na}^+] = \frac{m}{MV} + 3,48.10^{-4}$$

$$\text{AN: } [\text{Na}^+] = \frac{2}{58,5 \times 0,1} + 3,48.10^{-4} = 0,342 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{m}{MV} + 1,69.10^{-4}$$

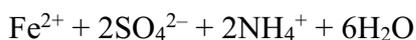
$$\text{AN: } [\text{Cl}^-] = \frac{2}{58,5 \times 0,1} + 1,69.10^{-4} = 0,342 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,342 \text{ mol.L}^{-1}$$

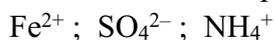
Corrigés des situations d'évaluation

11

1. Equation-bilan



2. Inventaire des ions presents



3. Concentrations molaires volumiques

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = \frac{m}{M} \quad ((\emptyset \quad [\text{Fe}^{2+}] = \frac{m}{MV}$$

$$\text{AN: } [\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,784}{392 \times 0,1} = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = 2x \frac{m}{M} \quad ([\text{SO}_4^{2-}] = 2x \frac{m}{MV})$$

$$\text{AN: } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{2 \times 0,784}{392 \times 0,1} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n_{\text{NH}_4^+} = 2x \frac{m}{M} \quad ([\text{NH}_4^+] = 2x \frac{m}{MV})$$

$$\text{AN: } [\text{NH}_4^+] = \frac{2 \times 0,784}{392 \times 0,1} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

12

- Equation de dissolution



- Liste des ions présents :



- Concentration volumique de la solution :

$$C = \frac{n}{V} \text{ avec } n = \frac{m}{M}$$

$$\text{AN : } C = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

- Concentration de chaque ion :

$$[\text{Na}^+] = [\text{HCO}_3^-] = C = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

LEÇON 9 :

TEST D'IDENTIFICATION DES IONS

I- J'ÉVALUE MES ACQUIS

J'évalue mes acquis 1

Orange : Ions dichromate : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

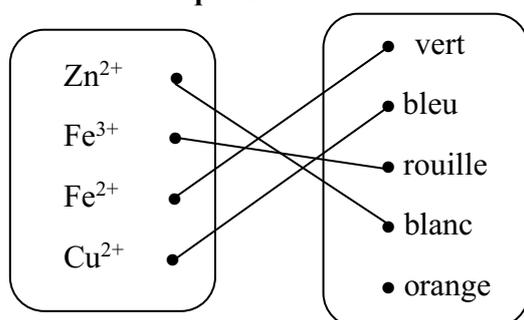
Bleu : ions cuivre II : Cu^{2+}

Verte : Ions fer(II) : Fe^{2+}

J'évalue mes acquis 2

Couleur jaune.

J'évalue mes acquis 3



J'évalue mes acquis 4

Voir « Je fais le point de l'activité 4 »

J'évalue mes acquis 5

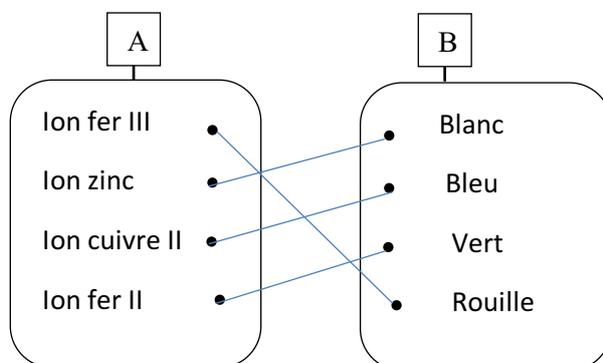
Voir « Je fais le point de l'activité 5 »

II- JE M'EXERCE

Corrections des exercices

Corrigés des exercices de fixation/application

1



2

1- AgCl ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; Ag_3PO_4 ; Ag_2SO_4

2- Blanc; rouille; vert: vert; jaune; blanc.

3

1-F ; 2-V ; 3-V ; 4-F

4

- 1- OH⁻
- 2- PO₄³⁻ ; SO₄²⁻ ; Cl⁻
- 3- H⁺ et CO₃²⁻
- 4- PO₄³⁻

Corrigés des exercices de renforcement /approfondissement

5

- 1- Fe²⁺ + 2OH⁻ → Fe(OH)₂
- 2- CO₃²⁻ + 2H⁺ → CO₂ + H₂O
- 3- 3Ag⁺ + PO₄³⁻ → Ag₃PO₄

6

- 1- Premier tube : Blanc et deuxième : Jaune
- 2- AgCl et Ag₃PO₄
- 3- Ag⁺

7

- 1- Hydroxyde de cuivre II ; Sulfate d'argent
- 2- Cu²⁺ et SO₄²⁻
- 3- Sulfate de cuivre II

8

- 1- Vert
- 2- Fe²⁺
- 3- Précipité blanc qui noircit à la lumière dans A et précipité vert dans B.
- 4- Ag⁺ + Cl⁻ → $\xrightarrow{\text{AgCl}}$

Corrigés des situations d'évaluation

9

- 1-
 - 1-1- Ion chlorure
 - 1-2- Ag⁺ + Cl⁻ → $\xrightarrow{\text{AgCl}}$
 - 2-1- Dioxyde de carbone
 - 2-2- Ion hydrogène
 - 2-3- CO₃²⁻ + 2 H⁺ → CO₂ + H₂O

3- Acide chlorhydrique

10

1.

Solutions	Nom et formule des cations en solution	Nom et formule des anions en solution
Sulfate de Zinc	Ion Zinc Zn^{2+}	Ion sulfate SO_4^{2-}
Sulfate de sodium	Ion sodium Na^+	Ion sulfate SO_4^{2-}
Chlorure de sodium	Ion sodium Na^+	Ion chlorure Cl^-
Chlorure de fer II	Ion ferreux Fe^{2+}	Ion chlorure Cl^-

2 Le test à la soude est négatif signifie que la solution testée ne contient pas de cations métalliques (ici Zn^{2+} et Fe^{2+})

1 $BaSO_4$ et : sulfate de baryum

2 $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$

3 Sulfate de baryum ↓

11

1- Jaune ; phosphate d'argent

2- $3Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4$

3-

3-1- Réactif limitant

Bilan molaire :

$$n(Ag^+) = 3(PO_4^{3-})$$

$$n(Ag^+) = c_2 v_2$$

$$n(Ag^+) = 0,5 \times 0,04$$

$$n(Ag^+) = 0,02 \text{ mol}$$

$$3(PO_4^{3-}) = 3 c_1 v_1$$

$$3(PO_4^{3-}) = 3 \times 0,5 \times 0,05$$

$$3(PO_4^{3-}) = 0,075 \text{ mol}$$

$n(Ag^+) < n(PO_4^{3-})$ Donc l'ion argent est le réactif limitant.

3-2 Masse du précipité

$$n(Ag_3PO_4) = n(Ag^+)/3 \text{ Soit } m(Ag_3PO_4) = n(Ag^+) \times M(Ag_3PO_4)/3$$

$$m(Ag_3PO_4) = 0,02 \times 419/3$$

$$m(Ag_3PO_4) = 2,79 \text{ g}$$

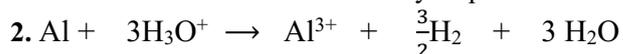
LEÇON 10 :**SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES. MÉSURES DE PH****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

1- V

2- V

J'évalue mes acquis 2

1. La solution diluée d'acide chlorhydrique conduit le courant électrique et attaque certains métaux.

**J'évalue mes acquis 3**

1. La solution diluée d'hydroxyde de soude conduit le courant électrique et donne des précipités avec certains ions métalliques.

**J'évalue mes acquis 4**

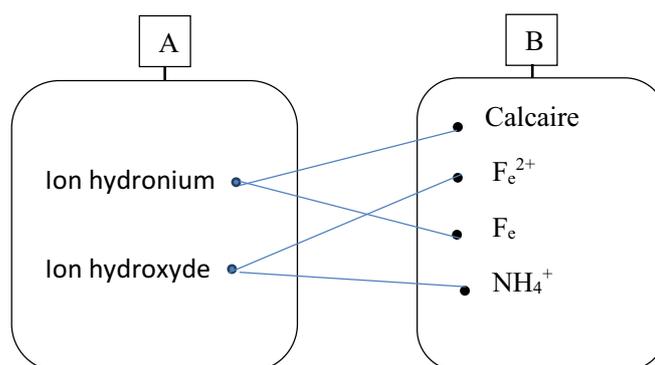
$$C = [Na^+] = [HO^-] = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

J'évalue mes acquis 5

$$pH = 3 \quad C = [H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

J'évalue mes acquis 6

1- F ; 2- V ; 3- V ; 4- F

II- JE M'EXERCE**Corrections des exercices***Corrigés des exercices de fixation/application***1****2**

1-F ; 2-V ; 3-V ; 4-F.

3

1- Le PH de la solution diminue.

2- La solution devient de moins en moins basique.

4

L'acide chlorhydrique est une solution aqueuse obtenue à partir de la dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau.

5

1- Le papier indicateur de PH ou papier PH.

2-

2-1- Le PH ;

2-2- PH = 9

3- Solution basique

6

1- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

2- Concentration c

$c = n/v$; $c = 0,2/0,5$ soit $c = 0,4 \text{ mol/L}$

3- $C_1 = C_2 = c = 0,4 \text{ mol/L}$

7

1- $\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

2- concentrations

$n = m/M$; $n = 0,4/40$ soit $n = 0,01 \text{ mol}$

$c = n/v$; $c = 0,01 / 10$ soit $c = 0,001 \text{ mol/L}$

$C_1 = C_2 = c = 0,001 \text{ mol/L}$

8

1-

1-1- $c_1 = 10^{-2} \text{ mol/L}$

1-2- $n_1 = c_1 \times v$

$n_1 = 0,01 \times 0,001$

$n_1 = 10^{-5} \text{ mol}$

2-

2-1-

$$c_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$n_1 = n_2 = 10^{-5} \text{ mol}$$

2-2- valeur de v_e

$$c_2 \times v_e = n_1 = n_2 \text{ soit } v_e = n_2 / c_2$$

$$v_e = 10^{-5} / 10^{-3}$$

$$v_e = \mathbf{0,01L}$$

9

1- HCl est acide; NaCl est neutre et NaOH est une base.

2- Le nombre d'ions H_3O^+ est supérieur à celui des ions OH^- dans la solution de HCl ;
Le nombre d'ions H_3O^+ est égal à celui des ions OH^- dans la solution de NaCl ;
Le nombre d'ions H_3O^+ est inférieur à celui des ions OH^- dans la solution de NaOH.

3-

1-1- C'est l'ion Na^+

1-2- C'est l'ion Cl^-

2- La solution est le chlorure de sodium.

10

1- L'ion OH^- est le réactif des ions Fe^{3+} .

2-1pH inférieur à 5 donc à 7 ;

2-2Ion hydronium

3-Equation bilan de la réaction



4-Le pH va augmenter car les ions hydronium en réagissant, diminuent en nombre et la solution devient de moins en moins acide.

5-Au cours de la réaction, les atomes de fer se transforment en ions fer II. Donc si le monument est construit avec des parties en fer, il y aura une dégradation. Il en est de même des monuments construits en métaux tels le zinc, l'aluminium.

11

1- Le dihydrogène

2- L'ion Zn^{2+}

3-



$$4- \quad m' = m - m_r$$

$$m' = 5,2 - 1,93$$

$$m' = \mathbf{3,27g}$$

5-

5-1- Volume de dihydroxyde

$$n(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) / V_m \text{ soit } v(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times V_m$$

suivant l'équation bilan, $n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) = m'/M = 3,27/65,4 = 0,05 \text{ mol}$

D'où $v(\text{H}_2) = 0,05 \times 24$

$$v(\text{H}_2) = \mathbf{1,2 \text{ L}}$$

5-2- Détermination de v_a

Suivant l'équation bilan :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \times n(\text{Zn})$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \times 0,05 = 0,1 \text{ mol}$$

$$v_a = n(\text{H}_3\text{O}^+) / c_a$$

$$v_a = 0,1 / 0,02$$

$$v_a = \mathbf{5 \text{ mL}}$$

LEÇON 11 :**RÉACTION ACIDO-BASIQUE.
DOSAGE****I- J'ÉVALUE MES ACQUIS****J'évalue mes acquis 1**

b)

J'évalue mes acquis 2

1. La réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium est rapide et totale.

2.

2.1 Selon l'équation-bilan



la réaction se fait mol à mol.

L'acide chlorhydrique est en excès.

2.2 $n(\text{restant}) = 0,2 - 0,1 = 0,1 \text{ mol}$ **J'évalue mes acquis 3**

1. Voir « Je fais le point de l'activité 3 »

2. $\text{pH} = 7$ **J'évalue mes acquis 4**A l'équivalence, on a $C_a V_a = C_b V_b$ $C_b = \frac{C_a V_a}{V_b}$

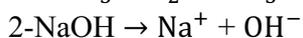
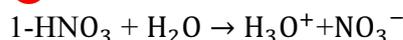
$$C_b = \frac{1 \times 20}{16} \quad C_b = 1,25 \text{ mol.l}^{-1}$$

II- JE M'EXERCE**Corrections des exercices*****Corrigés des exercices de fixation/application*****1**

2- Mélange neutre

3- $\text{pH} = 7$ **2**1- Il y a équivalence acido-basique pour un mélange acide fort base forte si la quantité de matière des ions H_3O^+ apportés par l'acide est égale à celle des ions OH^- apportés par la base.

2 - $C_A V_A = C_B V_B$ donc $V_A = \frac{C_B V_B}{C_A} = \frac{0,2 \times 10}{0,5} = 4 \text{ mL.}$

3***Corrigés des exercices de renforcement***

4

$$1- n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_1 V_1 = 0,1 \times 10 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) = C_2 V_2 = 0,1 \times 5 \cdot 10^{-3} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$3- n(\text{H}_3\text{O}^+) - n(\text{OH}^-) = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La solution est acide.

5

1- Le BBT change du jaune au vert



$$3- \text{A l'équivalence, } C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{10^{-3} \cdot 12,4}{20} = 0,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

4- A l'équivalence

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} = \frac{10^{-3} \cdot 12,4}{32,4} = 0,383 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

6

$$1- \text{pH} = 7$$

2-

$$2-1. \text{A l'équivalence, } C_a V_a = C_b V_b \text{ donc } C_b = \frac{C_a V_a}{V_b} = \frac{0,1 \cdot 18,7}{20} = 0,0935 \text{ mol/L.}$$

$$2-2. C_b = \frac{n_b}{V} \text{ avec } n_b = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} \Rightarrow m = C_b V M = 0,0935 \cdot 1 \cdot 40 = 3,74 \text{ g.}$$

2-3. Volume de solution :

L'opération est une dilution. Elle conserve la quantité de matière de soude :

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0,05 \cdot 500}{0,0935} = 267 \text{ mL.}$$

7

1- Pour l'acide chlorhydrique, on a $n(\text{H}_3\text{O}^+) = CV$.

$$1-1. n_1 = C_1 V_1 = 15 \cdot 10^{-2} \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 75 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_2 = C_2 V_2 = 5 \cdot 10^{-2} \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

1-2. Dans le mélange, la quantité de matière d'ions H_3O^+ est

$$\text{donc } n = n_1 + n_2 = 100 \cdot 10^{-4} = 10^{-2} \text{ mol.}$$

2- pH du mélange :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-2}}{0,1} = 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

$$\text{Or } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ donc } \text{pH} = 1.$$

3-

3-1 Le virage de l'indicateur est le moment où la solution change de couleur. Ce changement doit correspondre à l'équivalence acido - basique.

$$3-2 \text{ A l'équivalence, } C_a V_a = C_b V_b$$

$$\Rightarrow C_b = \frac{C_a V_a}{V_b} = \frac{0,1 \cdot 27}{40} = 6,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

$$4-C_b = \frac{n_b}{V} \text{ avec } n_b = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} \Rightarrow m = C_b V M = 6,75 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 40 = 2,7 \text{ g.}$$

Corrigés des situations d'évaluation

8

1-Equation bilan: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

2-

$$2-1)n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a V_a = 0,1 \times 0,4 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$2-2)n(\text{OH}^-) = C_b V_b = 0,1 \times 0,2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{restant}) = 0,04 - 0,02 = 0,02 \text{ mol.}$$

2-3)pH de la solution.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,02}{200 \cdot 10^{-3}} = 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ donc } \text{pH} = 1.$$

9

1-La solution contenue dans le bécher est basique. Elle prend la couleur bleue en présence du bleu de bromothymol.

2-A l'équivalence, l'indicateur coloré va virer du bleu au vert. Le mélange obtenu prendra alors la couleur verte.

3-Concentration de la solution de NaOH :

$$C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a V_a}{V_b} = \frac{4 \cdot 10^{-2} \cdot 15}{20} = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

4-La solution obtenue à l'équivalence est neutre.

5-

5-1 Volume V(HCl)

$$C_a = \frac{n}{V} \text{ or } n = \frac{V(\text{HCl})}{V_M} \text{ d'où } V(\text{HCl}) = C_a V_a V_M = 0,04 \cdot 1 \cdot 22,4 \text{ donc } V(\text{HCl}) = 0,896 \text{ L.}$$

5-2. Masse de NaOH

$$C_B = \frac{n}{V} \text{ or } n = \frac{m}{M} \text{ d'où } m(\text{NaOH}) = C_b V M = 0,03 \cdot 1 \cdot 40 \text{ donc } m(\text{NaOH}) = 1,2 \text{ g}$$

10

1-La couleur de la solution B est jaune.

2-

2-1 concentration de A

$$C_A = V_A / V_m \times v \text{ où } v = 1$$

$$C_A = 4,48 / 22,4 \times 1$$

$$C_A = 0,2 \text{ mol/L}$$

2-2- concentration de B

Au virage de l'indicateur coloré on a :

$$C_A V_A = C_B V_B \text{ soit } C_B = C_A V_A / V_B$$

$$C_B = 0,2 \times 40/20$$

$$C_B = 0,4 \text{ mol / L}$$

3-Masse m de soude dissoute

$$n(\text{OH}^-) = C_B \times V$$

$$m = n(\text{OH}^-) \times M(\text{NaOH})$$

$$m = C_B \times V \times M(\text{NaOH}) \text{ donc } m = 0,4 \times 0,5 \times 40 ; m = 8\text{g.}$$

11

1- Equation bilan : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

2- Totale, rapide et exothermique.

3-1 pH= 7

$$3-2 C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a} = \frac{0,2 \times 5}{20} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

3-3 Concentration C_0

$$C_0 V_0 = C_a V \Rightarrow C_0 = \frac{C_a V}{V_0} = \frac{0,05 \times 250}{10} = 1,25 \text{ mol/L.}$$