

Comment lire et interpréter les informations d'une case du TP ?

1) P appartient à la famille Va : il y a 5 e⁻ sur la dernière couche électronique

⇒ symbole de Lewis caractérisant cette colonne : 

⇒ Le P possède 3 électrons célibataires et sa valence = 3

↑
V

15	2
P	8
30,975	5

2) 15 = Z = nombre atomique ⇒ l'élément P possède 15 e⁻ et 15 p⁺ (car l'atome est neutre)

3) les électrons se répartissent dans les couches autour du noyau : 2e⁻ sur K
8e⁻ sur L
5e⁻ sur M
⇒ Structure électronique : K²L⁸M⁵

4) P = symbole de l'élément = phosphore

5) couleur de la case : P est un non-métal (car bleu)

6) 30,975 = A_r = masse atomique relative moyenne (calculée à partir des isotopes)

Un atome de phosphore a un nombre de masse A égal à 31 (masse atomique relative moyenne arrondie)

⇒ P possède 31 nucléons

⇒ P possède $A - Z = 31 - 15 = 16$ n^o.

Travail dirigé 1 : Notions fondamentales

Notions vues

Symboles des éléments

Nombre atomique

Masse atomique relative

Isotopes

Modèle de Bohr

Famille et période

Schéma de Lewis

Valence

Nombre d'oxydation

Exercices

1/ Compléter le tableau suivant :

Nom	Azote		Cuivre	Brome	
Symbole		Au			K
Nombre atomique					
Masse atomique relative					

2/ Pourquoi un atome est-il neutre ? Expliquer de manière complète et précise.

3/ Voici les caractéristiques d'un élément :

40
X
20

a/ Donner le nom et le symbole de cet élément.

b/ Que représentent ces nombres ?

4/ Soient les atomes A, B, C, D, E.

Compléter le tableau repris ci-dessous :

Atome	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons	Nombre atomique	Nombre de masse	Symbole de l'élément
A	12	12				
B	11				23	
C		13	12			
D		14		13		
E			15		31	

5/ Représenter et écrire la structure électronique des éléments suivants et les comparer (points communs et différences) :

a/ Calcium et magnésium

b/ Oxygène et soufre

6/ On dispose des structures électroniques de 4 atomes A, B, C et D

A. K : $2e^-$

B. K : $2e^-$

C. K : $2e^-$

D. K : $2e^-$

L : $3e^-$

L : $8e^-$

L : $8e^-$

L : $8e^-$

M : $18e^-$

M : $3e^-$

M : $8e^-$

N : $2e^-$

a/ Identifier l'(les) élément(s) d'une famille principale

b/ Identifier l'(les) élément(s) de transition

c/ Identifier l'(les) élément(s) de la famille des gaz rares

7/ Choisir la proposition de 1 à 5 correcte ou répondre par le choix 6 ou 7.

Parmi les ensembles d'éléments ci-après, quel est celui dont les électrons de cœur (électrons des couches internes) de chaque élément correspondent à la structure électronique du néon ?

1. Li, Na, K
2. He, Ne, Ar
3. Li, Be, B
4. P, S, Cl
5. K, Ca, Sc
6. Toutes les propositions ci-dessus sont correctes
7. Aucune des propositions ci-dessus n'est correcte

8/ Donner le nom et le symbole de l'élément se trouvant à l'intersection de la famille des alcalino-terreux et de la 3^{ème} période.

9/ Compléter le tableau suivant :

Nom de l'élément	Soufre		Potassium	
Symbole de l'élément		Xe		Br
Nombre d'e ⁻ sur la dernière couche				
Représentation de Lewis				
Période				
Nom de la famille				
Equation de formation de l'ion				

10/ Compléter le tableau suivant :

Atome	Soufre	Calcium	Aluminium	Chlore
Ion formé après stabilisation				
Structure électronique de l'ion				
Symbole du gaz rare de même configuration que l'ion				

11/ Un élément X, après stabilisation, forme un ion X^{2+} dont la configuration électronique est identique à celle du néon.

a/ Donner le nom et le symbole de cet élément.

b/ Ecrire la formule de l'ion formé.

c/ Quelle(s) différence(s) y a-t-il entre cet ion X^{2+} et l'atome de néon ?

12/ Un élément gagne 2 électrons ce qui lui permet d'acquérir la même structure électronique que l'argon.

a/ Donner le nom et le symbole de cet élément.

b/ Comparer le nombre de protons de cet ion et de l'atome d'argon.

c/ Comparer le nombre de neutrons de cet ion et de l'atome d'argon.

d/ Comparer le nombre d'électrons de cet ion et de l'atome d'argon.

13/ L'élément qui possède 18 protons, 22 neutrons et 18 électrons forme

- a/ un ion positif
- b/ ne forme pas d'ion
- c/ un ion négatif

Entourer la(les) réponse(s) correctes.

14/ Une entité contient 8 protons, 10 neutrons et 8 électrons sur la couche périphérique.

Souligner la formule qui convient pour cette entité.

16	18	18	16
O^{2-}	O	O^{2-}	O
8	8	8	8

15/ On considère les entités suivantes :

Mg , K^+ , Se , O^{2-} , Ar , S , Cl^- , Ga^{3+} , Ba

a/ Quelles sont celles qui ont des structures électroniques identiques ?

b/ Quelles sont celles qui ont des propriétés chimiques analogues ?

16/ Entourer les réponses correctes

Pour quelques atomes, on donne les renseignements suivants :

- le nombre de masse A
- le nombre de neutrons N

a/ A = 56 et N = 30

Son nombre Z est : 50 , 30 , 26

b/ A = 7 et N = 4

Cet atome peut former un ion : +1 , +2 , +3 , +4 , -1 , -2 , -3 , -4

c/ A = 31 et N = 16

Il se trouve dans la famille : I , II , III , IV , V , VI , VII , VIII

d/ $A = 32$ et $N = 16$

Il se trouve dans la période : 1 , 2 , 3 , 4 , 5 , 6 , 7

17/ Donner la formule du composé constitué de :

a/ calcium et oxygène

b/ hydrogène et soufre

c/ chlore et aluminium

d/ cuivre (II) et brome

e/ fer (III) et oxygène

18/ Retrouver la valence des atomes ou groupements d'atomes dans les composés repris ci-dessous :

a/ K_2S

b/ Na_2SO_4

c/ $MgCl_2$

d/ $Al(NO_3)_3$

e/ $FeCl_2$

19 / Ecrire la formule du composé ionique dissous dans une solution contenant :

a/ des ions plomb II et des ions nitrate :

b/ des ions PO_4^{3-} et des ions sodium :

c/ des ions sulfate et des ions potassium :

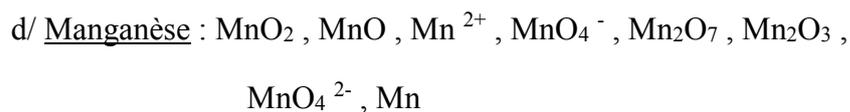
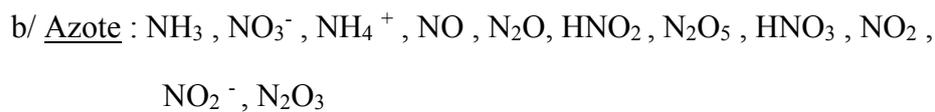
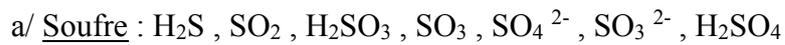
d/ des ions Al^{3+} et des ions chlorure :

e/ des ions HCO_3^- et des ions magnésium :

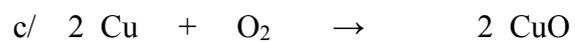
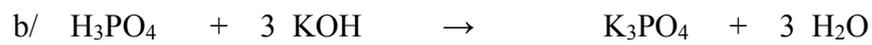
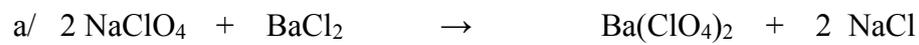
20/ Calculer les NO de tous les atomes intervenant dans les composés suivants :



21/ Etablir l'échelle d'oxydation de l'élément sachant qu'il donne les dérivés suivants :



22/ Calculer le nombre d'oxydation de tous les atomes intervenant dans les réactions chimiques reprises ci-dessous et l'indiquer en dessous de chaque atome concerné.



Le modèle de l'atome selon Bohr et la structure électronique

Bohr pensait que les électrons de l'atome se déplaçaient autour du noyau sur des trajectoires bien précises appelées « niveaux d'énergie » ou « couches électroniques ».

Il y a 7 couches électroniques disponibles.

- numéro de la couche : 1 2 3 4 5 6 7
- nom de la couche : K L M N O P Q

Le nombre maximum d'électrons qu'on peut disposer sur une couche électronique se détermine de la manière suivante :

$$\text{Nombre max d'e}^- \text{ par couche} = 2 n^2 \quad \text{où } n = \text{numéro de la couche}$$

	Nombre maximum d'électrons sur la couche
Couche K (n=1)	2
Couche L (n=2)	8
Couche M (n=3)	18
Couche N (n=4)	32

Le nombre d'électrons de l'atome à répartir sur les couches électroniques vaut Z. Les électrons occupent d'abord les premières couches (n=1, 2,3,...) et le remplissage d'une couche ne débute que lorsque la couche précédente est saturée (complète ou remplie).

N.B. : - Ces règles ne s'appliquent qu'aux 18 premiers éléments (Z= 1 à 18)
- Certains éléments ont 2 couches électroniques incomplètes : ce sont les « éléments de transition »

Représentation de la structure électronique

Exemple : pour l'élément Mg (Z=12), il y a 12 électrons à répartir sur les couches électroniques. On placera donc 2 électrons sur la couche K, 8 électrons sur la couche L et 2 électrons sur la couche M

La structure électronique s'écrira : $K^2 L^8 M^2$

Lien entre la structure électronique et position dans le TP

La classification des éléments présente 2 types d'arrangement :

- un horizontal en **lignes** appelées **périodes**, numérotées de 1 à 7.
- un vertical en **colonnes** appelées **familles**, numérotées de I à VIIIa (ou 0).

Les familles regroupent des éléments présentant des similitudes de propriétés.

Il y a 8 familles principales, **les familles a** qui portent chacune un nom :

Ia : alcalins

IIa : alcalino-terreux

IIIa : terreux

IVa : carbonides

Va : azotides

VIa : sulfurides

VIIa : halogènes

VIIIa : gaz rares

	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
Symbole de Lewis								
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Rem : Dans le symbole de Lewis:

● = un e- célibataire.

— = un doublet, un couple ou une paire d'e⁻.

Au niveau de la structure électronique :

⇒ Dans une période

Le nombre de couches électroniques est identique pour les éléments d'une même période et le nombre d'électrons de la couche externe augmente de 1 à 8 (sauf pour la première période).

⇓ Dans une famille

Les éléments d'une même famille "a" ont le même nombre d'électrons externes. Le numéro de la famille "a" indique le nombre d'électrons sur la couche externe (électrons de valence).

Le nombre d'oxydation (NO) d'un atome

1/ Définition

C'est le nombre d'électrons perdus ou gagnés totalement ou partiellement par un atome engagé dans une entité chimique quelconque.

2/ Notation des NO

On indique le nombre d'oxydation :

- soit au moyen de chiffres romains positifs ou négatifs
- soit au moyen d'un zéro

3/ Calcul des NO des atomes d'une entité chimique

Pour déterminer facilement les nombres d'oxydation des atomes d'une entité, on se base sur la structure de Lewis de l'entité ou on utilise les règles de calcul reprises ci-dessous.

Règles de calcul à appliquer

- a/ Le nombre d'oxydation d'un élément dans un corps simple (éléments non combinés ou combinés à eux-mêmes) est égal à 0.
 - b/ L'oxygène combiné possède le plus souvent un nombre d'oxydation égal à -II sauf dans quelques espèces particulières comme O_2 (NO=0) et les peroxydes comme H_2O_2 , Na_2O_2 (NO=-1).
 - c/ L'hydrogène combiné possède le plus souvent un nombre d'oxydation égal à +I sauf dans quelques espèces particulières comme H_2 (NO = 0) et les hydrures comme NaH, LiH,.. (NO = -I)
 - d/ Dans les composés, le nombre d'oxydation des éléments alcalins est généralement de +I tandis que celui des alcalino-terreux est généralement de +II.
 - e/ La somme des nombres d'oxydation de chacun des atomes présents dans une structure doit être égale à la charge portée par cette combinaison d'atomes.
- Donc, pour une molécule, $\Sigma NO = 0$ et pour un ion polyatomique, $\Sigma NO =$ charge de l'ion (valeur et signe)

Tableau de synthèse

Le tableau périodique : un outil essentiel

N° et nom de la famille	Ia Alcalins	Ia Alcalino-terreux	IIa Terreux	IVa Carbonides	Va Azotides	VIa Sulfurides	VIIa Halogènes	VIIIa Gaz rares
Schéma de Lewis	X	X	X	X	X	X	X	X
Nb d'écélib.	1	2	3	4	3	2	1	/
Valence	1	2	3	4	3	2	1	/
Charge de l'ion	+1	+2	+3	?	-3	-2	-1	/
Ex de NO	+I	+II	+III	+IV À -IV	+V +III -III	+VI IV +II -II	+VII +V +III +I -I	/

NB : Tous les éléments peuvent aussi avoir un NO égal à 0

Bibliographie :

Arnaud P, *Cours de chimie physique*, édition Dunod 1988

Hill J., Petrucci R., *Chimie générale*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2ème édition 2008

Hill J, Petrucci R., *Chimie des solutions*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2^{ème} édition 2008

Les éléments chimiques et leur structure électronique, groupe transition ULg, édition 1999

Les éléments chimiques et le tableau périodique suivi de les éléments chimiques et leurs symboles, groupe transition ULg, édition 1999

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur R.Cloots, ULG, 2004

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur JF Dereux, ULg, 2002

Exercices associés au cours de P.Colson

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur L.Quinton, ULG, 2010

Exercices de chimie relatifs au cours de K.Mawet

Exercices de chimie relatifs au cours de V.Lonnay.

Exercices de chimie relatifs au cours de Brajkovic D.

Travail dirigé 2 : Ionisation

Notions vues :

Métal et non métal

Cation et anion

Ions mono- et poly-atomiques et valence

Nomenclature des ions

Equation de dissociation

Exercices :

1/ Pour chaque élément du tableau, cocher ou compléter les colonnes qui lui correspondent :

Elément	Donneur d'e ⁻	Capteur d'e ⁻	Ni donneur ni capteur d'e ⁻	Métal (M)	Non métal (X)	Configuration de Lewis	Ion stable formé
Ne							
Ba							
F							
S							
Mg							
Ar							
Al							
C							

2/ Donner le nombre d'électrons qui ont été donnés ou captés pour former chacun des ions suivants :

Ion formé	Ca ²⁺ à partir de Ca	O ²⁻ à partir de O	Fe ³⁺ à partir de Fe	Fe ³⁺ à partir de Fe ²⁺	Sn ²⁺ à partir de Sn ⁴⁺
Nombre d'e ⁻ donnés ou captés					

3/ Les eaux minérales contiennent des ions en petites quantités. Certaines « marques » d'eaux minérales présentent, sur l'étiquette de la bouteille, une composition avec une écriture erronée des ions ou, tout le moins, une présentation discutable.

Les listes suivantes en sont des exemples ; apporter les corrections nécessaires.

Eau de Spa: Na K Ca Mg Cl HCO₃ NO₃ SO₄

Eau d' Evian: Ca⁺⁺ Mg⁺⁺ Na⁺ K⁺ SO₄⁻ HCO₃⁻ NO₃⁻

Eau Cristal St-Clair: Ca²⁺ Na⁺ K⁺ Mg²⁺ HCO₃²⁻ SO₄²⁻ Cl⁻ NO₃⁻

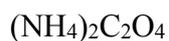
4/ Compléter les cases blanches adéquates du tableau:

Cation monoatomique	Cation polyatomique	Anion monoatomique	Anion polyatomique	Formule du composé ionique	Nom du composé ionique
Ca ²⁺			phosphate		
	NH ₄ ⁺	chlorure			
				Al ₂ (SO ₄) ₃	
					Carbonate de potassium
Baryum			NO ₃ ⁻		
Potassium		S ²⁻			
				MgSO ₃	

5/ Retrouver les ions constitutifs à partir de la formule du composé ionique:

Cu(OH) ₂ :	K ₂ Cr ₂ O ₇ :
Cu ₂ S :	CrCl ₃ :
FeSO ₄ :	MnCl ₂ :
Na ₂ CrO ₄ :	MnO ₂ :
KMnO ₄ :	Na ₂ SO ₃ :

6/ Ecrire l'équation de dissociation dans l'eau des composés ioniques suivants à l'état solide:



7/ Retrouver la formule du composé ionique solide et écrire son équation de dissociation dans l'eau:

Sulfate de magnésium

Chlorure de fer (III)

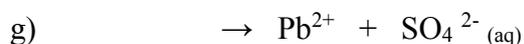
Hypochlorite de calcium

Carbonate d'ammonium

Hydrogénosulfate de potassium

Dihydrogénophosphate de sodium

8/ Compléter, s'il y a lieu, les équations de dissociation dans l'eau :



i) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (s) \rightarrow$

j) sulfate d'aluminium \rightarrow

k) $\text{Ca}(\text{OH})_2 (s) \rightarrow$

l) carbonate d'ammonium

Notion d'ion

1. Définitions et règle de l'octet ou de stabilité:

Tout atome tend vers un état stable, correspondant à la configuration électronique des gaz rares, c'est-à-dire avoir 8 électrons périphériques ou réaliser l'octet électronique (sauf pour l'hélium qui en possède 2).

Pour se stabiliser, les atomes vont capter ou perdre des électrons pour avoir la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans le TP.

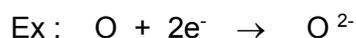
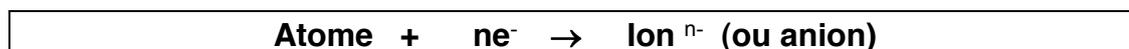
Les atomes des familles Ia, IIa, IIIa perdent respectivement 1, 2, 3 électrons de leur couche externe pour acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans le TP.

Tous les atomes qui ont tendance à perdre un ou plusieurs e^- , et à former des ions positifs sont dits électropositifs (ou **métalliques**). Ce sont les **cations** :



Les atomes des familles VIa, VIIa gagnent respectivement 2 ou 1 électrons sur leur couche externe pour acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans le TP.

Tous les atomes qui ont tendance à gagner un ou plusieurs e^- , et à former des ions négatifs sont dits électronégatifs (ou **non métalliques**). Ce sont les **anions** :



2. Types d'ions

On distingue :

- les **ions monoatomiques** constitués d'un seul atome possédant une ou plusieurs charges électriques positives ou négatives
- les **ions polyatomiques** constitués d'ensembles d'atomes combinés possédant une ou plusieurs charges électriques positives ou négatives

3. Détermination de la charge d'un ion

**cations et anions monoatomiques des familles a*

Eléments de la famille des	Valence	Charge
Alcalins Ia	1	+1
Alcalino-terreux IIa	2	+2
Terreux IIIa	3	+3
Carbonides IVa	4	/
Azotides Va	3	/
Sulfurides VIa	2	-2
Halogènes VIIa	1	-1

**cations et anions monoatomiques des familles b*

Elément	Valence	Charge
Ag	1	+1
Cd	2	+2
Co	2	+2
Cu	1 ou 2	+1 ou +2
Cr	3	+3
Hg	1 ou 2	+1 ou +2
Fe	2 ou 3	+2 ou +3
Mn	2 ou 4	+2 ou +4
Ni	2 ou 4	+2 ou +4
Pb	2 ou 4	+2 ou +4
Sn	2 ou 4	+2 ou +4
Zn	2	+2

**cations et les anions polyatomiques*

Monovalent		bivalent		trivalent	
NO ₂ ⁻	Nitrite	SO ₃ ²⁻	Sulfite	PO ₃ ³⁻	Phosphite
NO ₃ ⁻	Nitrate	SO ₄ ²⁻	Sulfate	PO ₄ ³⁻	phosphate
ClO ⁻	Hypochlorite	CO ₃ ²⁻	Carbonate		
ClO ₂ ⁻	Chlorite	CrO ₄ ²⁻	Chromate		
ClO ₃ ⁻	Chlorate	Cr ₂ O ₇ ²⁻	dichromate		
ClO ₄ ⁻	Perchlorate				
IO ₃ ⁻	Iodate				
IO ₄ ⁻	Periodate				
MnO ₄ ⁻	Permanganate				
OH ⁻	Hydroxyde				
CN ⁻	Cyanure				
SCN ⁻	Thiocyanate				
NH ₄ ⁺	ammonium				

Equation de dissociation des composés ioniques dans l'eau

1) Recherche de la charge du cation

-monoatomique

*famille a (voir tableau périodique)

*famille b (étude)

-polyatomique

étude

2) Recherche la charge de l'anion

-monoatomique

-polyatomique

3) Ecrire l'équation de dissociation c'est à dire l'équation traduisant la séparation des ions

4) Pondérer l'équation de dissociation

5) Ecrire les états de la matière dans l'équation de dissociation

Nomenclature des acides et ions mono et polyatomiques courants

Acides	Noms		Anions	Noms	Anions	Noms
CH₃COOH	Acide acétique ou acide éthanoïque	Acétate d'hydrogène	CH₃COO⁻	Acétate		
HNO₃	Acide nitrique	Nitrate d'hydrogène	NO₃⁻	Nitrate		
HNO₂	Acide nitreux	Nitrite d'hydrogène	NO₂⁻	Nitrite		
HCl	Acide chlorhydrique	Chlorure d'hydrogène	Cl⁻	Chlorure		
HBr	Acide bromhydrique	Bromure d'hydrogène	Br⁻	Bromure		
HI	Acide iodhydrique	Iodure d'hydrogène	I⁻	Iodure		
HCN	Acide cyanhydrique	Cyanure d'hydrogène	CN⁻	Cyanure		
H₂SiO₃	Acide silicique	Silicate d'hydrogène	SiO₃²⁻	Silicate		
HClO₄	Acide perchlorique	Perchlorate d'hydrogène	ClO₄⁻	Perchlorate		
HClO₃	Acide chlorique	Chlorate d'hydrogène	ClO₃⁻	Chlorate		
HClO₂	Acide chloreux	Chlorite d'hydrogène	ClO₂⁻	Chlorite		
HClO	Acide hypochloreux	Hypochlorite d'hydrogène	ClO⁻	Hypochlorite		
Acides	Noms		Anions	Noms	Anions	Noms
H₂SO₄	Acide sulfurique	Sulfate d'hydrogène	HSO₄⁻	Hydrogénosulfate	SO₄²⁻	Sulfate
H₂SO₃	Acide sulfureux	Sulfite d'hydrogène	HSO₃⁻	Hydrogénosulfite	SO₃²⁻	Sulfite
H₂CO₃	Acide carbonique	Carbonate d'hydrogène	HCO₃⁻	Hydrogénocarbonate	CO₃²⁻	Carbonate
H₂CrO₄	Acide chromique	Chromate d'hydrogène			CrO₄²⁻	Chromate
H₂Cr₂O₇	Acide dichromique	Dichromate d'hydrogène			Cr₂O₇²⁻	Dichromate
H₃PO₄	Acide phosphorique	Phosphate d'hydrogène	H₂PO₄⁻	Dihydrogénophosphate		
			H₂PO₄⁻	Dihydrogénophosphate	HPO₄²⁻	Hydrogénéophosphate
			HPO₄²⁻	Hydrogénéophosphate	PO₄³⁻	Phosphate
H₃PO₃	Acide phosphoreux	Phosphite d'hydrogène			PO₃³⁻	Phosphite
H₂S	Acide sulfhydrique	Sulfure d'hydrogène	HS⁻	Hydrogénosulfure	S²⁻	Sulfure
					S₂O₃²⁻	Thiosulfate
					OH⁻	Hydroxyde
			MnO₄⁻	Permanganate		
NH₄⁺	Ammonium					

Bibliographie :

Arnaud P, *Cours de chimie physique*, édition Dunod 1988

Hill J., Petrucci R., Chimie générale, Editions du Renouveau Pédagogique, 2ème édition 2008

Hill J, Petrucci R., Chimie des solutions, Editions du Renouveau Pédagogique, 2^{ème} édition 2008

Les éléments chimiques et leur structure électronique, groupe transition ULg, édition 1999

Les éléments chimiques et le tableau périodique suivi de les éléments chimiques et leurs symboles, groupe transition ULg, édition 1999

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur R.Cloots, ULG, 2004

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur JF Dereux, ULg, 2002

Exercices associés au cours de P.Colson

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur L.Quinton, ULG, 2010

Exercices de chimie relatifs au cours de K.Mawet

Exercices de chimie relatifs au cours de V.Lonnay.

Travail dirigé 3 : L'équation chimique

Notions vues

Fonctions chimiques (reconnaître et nommer)

Equations des réactions de formation des diverses fonctions chimiques

Types de réactions

- Métathèse (neutralisation, précipitation, volatilisation)
- Oxydo-réduction

Exercices

1/ Classer les oxydes suivants dans le tableau ci-dessous :

Cr_2O_3 - K_2O - P_2O_5 - SO_3 - Al_2O_3 - SeO_2 - CO_2 - BaO - N_2O_3 - FeO -
 Cu_2O - Cl_2O_7

Oxydes acides	Oxydes basiques

2/ Classer les substances suivantes dans le tableau ci-dessous :

HCl - MgO - KH_2PO_4 - FeCl_3 - KHS - HNO_2 - Na_2SO_4 - Al_2O_3 - NO_2 - $\text{Al}(\text{OH})_3$
- H_2S - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - K_2O - NaOH - BaSO_4 - NaHSO_4 - CO_2 - HBr - CaO - PbS -
 P_2O_5 - CuCl_2 - PbI_2 - HClO_4 - KOH - HIO_3

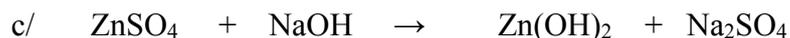
Oxydes métalliques	
Oxydes non métalliques	
Hydroxydes	
Acides binaires	
Acides ternaires	

Sels binaires	
Sels ternaires	
Hydrogénosels	

3/ Compléter le tableau suivant :

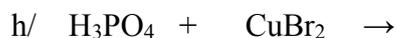
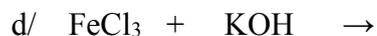
<u>Formule</u>	<u>Nom</u>
HNO ₂	
P ₂ O ₅	
Ca(OH) ₂	
HClO ₄	
BaSO ₄	
Al ₂ O ₃	
H ₂ S	
NaHSO ₄	
KH ₂ PO ₄	
FeCl ₃	
	Hémioxyde d'azote
	Hydrogénocarbonate de potassium
	Hydroxyde de chrome (III)
	Acide chlorique
	Sulfure de sodium
	Phosphate de baryum
	Oxyde de cuivre (I)
	Nitrite de fer (II)
	Trioxyde de soufre
	Nitrate d'hydrogène

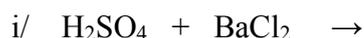
4/ Parmi les réactions non pondérées suivantes, indiquer les réactions de métathèse et les réactions d'oxydo-réduction :



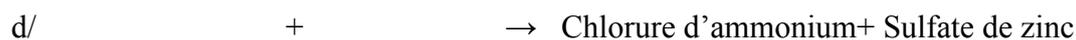
5/ Pour les réactions de métathèse suivantes :

- compléter et pondérer l'équation
- identifier le type de réaction de métathèse
- donner les noms des produits obtenus





7/ Compléter et pondérer les équations suivantes reprises dans les diverses catégories vues :



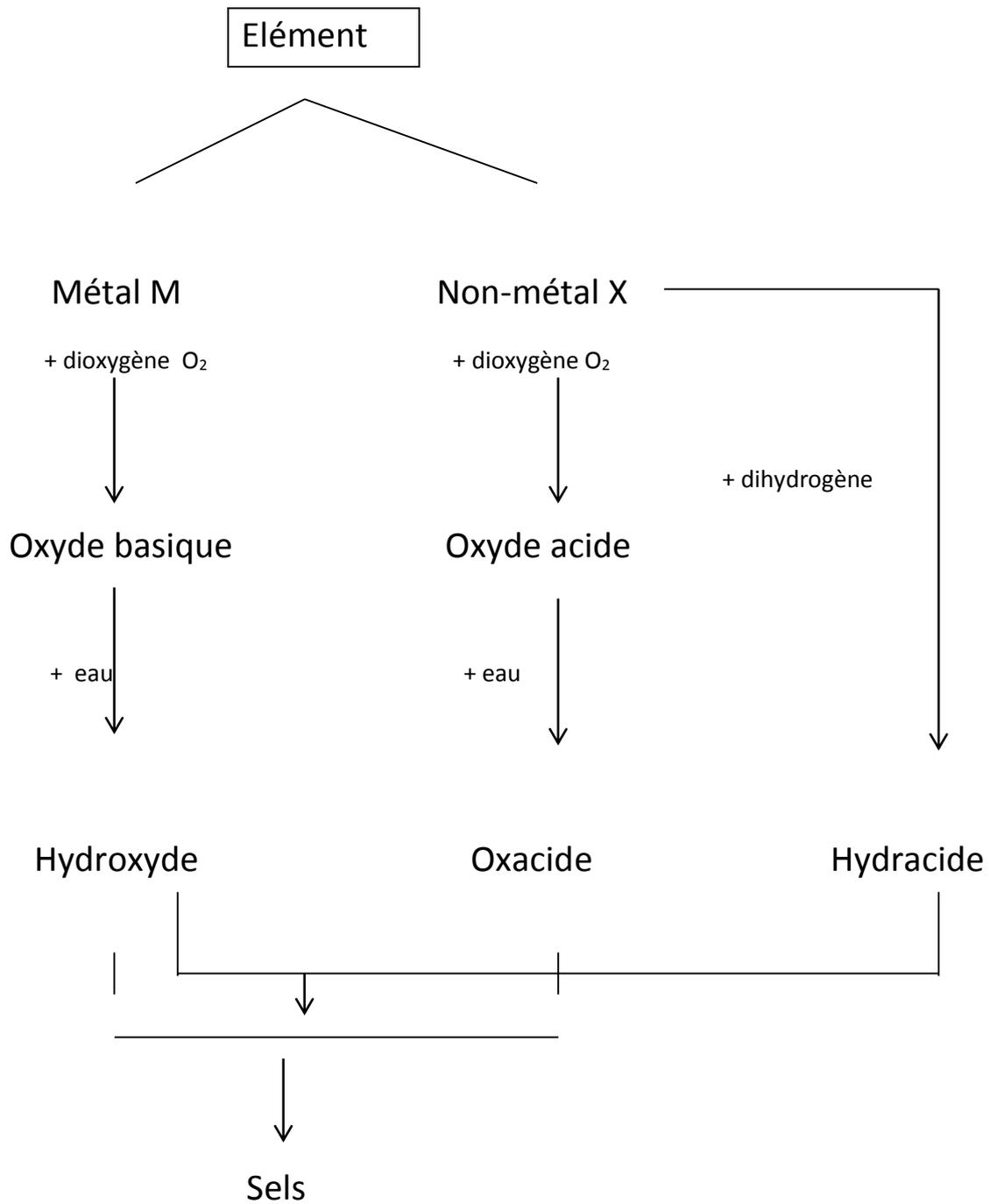
8/ De nombreux exercices de chimie exigent de savoir écrire correctement l'équation de la réaction qui a lieu avant la résolution mathématique. Cela signifie qu'il faut être capable de:

- identifier le ou les réactif(s) dans l'énoncé
- écrire correctement la formule du ou des réactif(s)
- identifier le ou les produit(s)
- écrire correctement la formule du ou des produit(s) formé(s)
- identifier le type de réaction complète ou incomplète pour adapter le type de flèche utilisé
- noter les états de la matière des réactifs et produits
- pondérer l'équation de la réaction

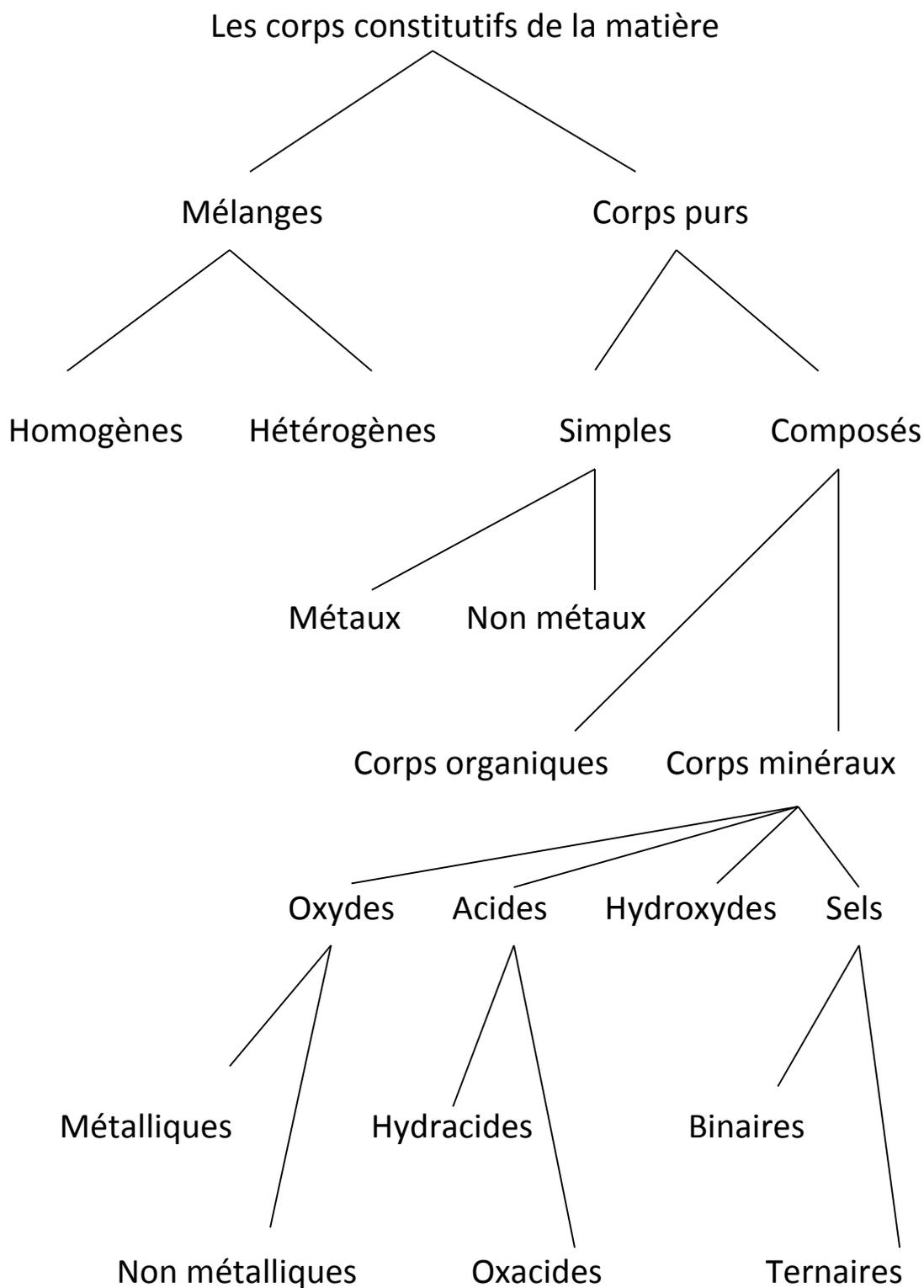
Traduire les énoncés suivants en équations correctement écrites sans résoudre mathématiquement celui-ci :

- 1/ Calculer la variation d'enthalpie de la réaction de combustion complète de l'éthane.
- 2/ Afin de calculer la concentration molaire de l'acide formique, on titre 10 mL de cet acide faible par 12 mL de NaOH 0,1M.
- 3/ Dans un litre d'eau de distribution, on ajoute 2 mL de nitrate d'argent 0,05 M. Un précipité blanc se forme. Calculer la concentration minimale en chlorure dans cette eau.
- 4/ Calculer le volume de NaOH 0,1 M qu'il faudra engager pour neutraliser complètement 25 mL d'acide oxalique 0,1M.
- 5/ Afin d'identifier une pierre calcaire, les géologues utilisent le test à l'acide. En effet, un acide tel l'acide acétique réagit avec le carbonate de calcium et on observe un dégagement gazeux caractéristique de ce type de pierre.
- 6 / Un morceau de fer de masse $m = 1,28$ g est introduit dans 50 cm^3 d'une solution aqueuse contenant des ions H^+ de concentration égale à 5 M. Le morceau de fer réagit avec la solution. On observe un dégagement gazeux de dihydrogène et on détecte la présence d'ions ferreux en solution. Déterminer le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions normales de température et de pression.
- 7/ Le vinaigre est obtenu par fermentation acétique de vin ou de cidre par exemple. La teneur en acide acétique dépend de son origine. Pour déterminer la teneur en acide acétique d'un vinaigre, on effectue un titrage. En diluant 10 fois la solution de vinaigre commercial, il est possible de titrer 25mL de vinaigre dilué par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration 0,1 mol/L.
- 8/ Calculer la concentration molaire d'une solution de chlorure d'étain(II) dont 20mL sont titrés, en milieu acide, par 24,5 mL d'iodate de potassium 0,012 M.
- 9/ Le N_2O_4 gazeux se transforme partiellement en NO_2 gazeux. A 25°C , les nombres de moles de N_2O_4 , avant et après réaction, sont respectivement de 0,1 mol et 0,084 mol dans un volume de 2L. Calculer la valeur de Kc.
- 10/ Pour la fabrication du carbonate de sodium par le procédé Solvay, on synthétise d'abord de l'hydrogénocarbonate de sodium par la réaction entre l'hydrogénocarbonate d'ammonium et le chlorure de sodium, qui a lieu à 15°C , en solution aqueuse saturée en réactifs. Si on considère que cette réaction est complète, quelle masse d'hydrogénocarbonate de sodium obtiendra-t-on au départ de 460 kg d'hydrogénocarbonate d'ammonium (CO_3) en présence d'un excès de chlorure de sodium ?

Les éléments et les fonctions



Organigramme de la classification des corps constitutifs de la matière



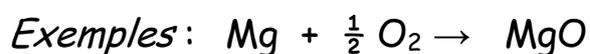
Les fonctions chimiques et leurs réactions de formation

<u>Fonction chimique</u>	<u>Equation de la réaction</u> (non pondérée)
Oxyde basique (métallique)	Métal + O ₂ → Oxyde basique M + O ₂ → MO
Oxyde acide (non métallique)	Non métal + O ₂ → Oxyde acide X + O ₂ → XO
Hydroxyde	Oxyde métallique + Eau → Hydroxyde MO + H ₂ O → MOH
Oxacide (acide ternaire)	Oxyde non métallique + Eau → Oxacide XO + H ₂ O → HXO
Hydracide (acide binaire)	Non-métal + H ₂ → Hydracide X + H ₂ → HX
Sel d'hydracide (ou sel binaire)*	Hydroxyde + Hydracide → sel binaire + H ₂ O MOH + HX → MX + H ₂ O
Sel d'oxacide (ou sel ternaire)*	Hydroxyde + oxacide → sel ternaire + H ₂ O MOH + HXO → MXO + H ₂ O

*autres réactions de formation : voir métathèse

La nomenclature en chimie inorganique

1) Oxydes métalliques



Nomenclature :

Famille a (1 seul NO) \rightarrow oxyde de M

Famille b (plusieurs NO) \rightarrow oxyde de M (en précisant le NO)

ou

oxyde M-eux (plus petit NO)

oxyde M-ique (plus grand NO)

Exemples :

MgO : oxyde de magnésium

FeO : oxyde de fer (II) ou oxyde ferreux

Fe₂O₃ : oxyde de fer (III) ou oxyde ferrique

2) Hydroxydes

Oxyde métallique + H₂O → hydroxyde



Nomenclature:

Hydroxyde de M (préciser le NO pour les familles b)

Exemples:

Mg(OH)₂ : hydroxyde de magnésium

KOH : hydroxyde de potassium

3) Oxydes non métalliques



Nomenclature :

X_xO_y se nomme préfixe 1 oxyde de préfixe 2

Le préfixe 1 s'obtient grâce à la valeur de y et préfixe 2 grâce à celle de x

Valeur de x ou y	Préfixe 1	Préfixe 2
1	mono	
2	di	di
3	tri	tri
4	tétra	tétra
5	penta	penta
6	hexa	hexa
7	hepta	hepta
8	octa	octa
9	nona	nona
10	déca	déca

ou

préfixe + oxyde de + nom du non métal

$$\frac{\text{nbre d'atomes O}}{\text{nbre d'atomes X}} = \frac{n \text{ O}}{n \text{ X}}$$

Valeur rapport nO/nX	Préfixe
$\frac{1}{2}$	hémi
1	mono
$\frac{3}{2}$	sesqui
2	di
$\frac{5}{2}$	hémipent
3	tri
$\frac{7}{2}$	hémihept

Exemples :

SO₂ : dioxyde de soufre

P₂O₅ : pentoxyde de diphosphore ou hemipentoxyde de phosphore

4) Oxacides ou acide ternaires



Nomenclature :

NO minimum : acide hypo-X-eux ou hypo-X-ite d'H

NO plus petit : acide X-eux ou X-ite d'H

NO plus grand : acide X-ique ou X-ate d'H

NO maximum : acide per-X-ique ou per-X-ate d'H

Exemples :

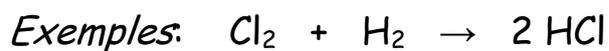
HClO : acide hypochloreux ou hypochlorite d'H

HClO_2 : acide chloreux ou chlorite d'H

HClO_3 : acide chlorique ou chlorate d'H

HClO_4 : acide perchlorique ou perchlorate d'H

5) Hydracides ou acides binaires



Nomenclature :

Acide X-hydrique ou X-ure d'hydrogène

Exemples :

HF : acide fluorhydrique ou fluorure d'hydrogène

H₂S : acide sulfhydrique ou sulfure d'hydrogène

6) Sels binaires et ternaires- Réactions de neutralisation

Ils proviennent de la réaction entre un composé à caractère basique (base, oxyde basique) et un composé à caractère acide (acide, oxyde acide).

Nomenclature :

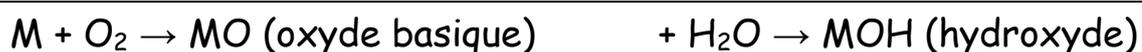
= celles des oxacides et hydracides sauf que « hydrogène » est remplacé par le nom du métal (préciser NO si nécessaire)

Exemples :

Na₂S : sulfure de sodium

K₃PO₃ : phosphite de potassium

7) Résumé

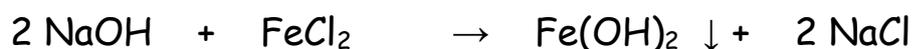


Distinction entre les réactions de métathèse et les réactions d'oxydo-réduction

1/ Les réactions de métathèse

Ce sont des réactions qui se font sans changement du nombre d'oxydation des éléments au cours de la réaction.

Exemple



NO de chaque élément dans les réactifs	NO de chaque élément dans les produits
NO de Na = + I	NO de Na = + I
NO de O = - II	NO de O = - II
NO de H = + I	NO de H = + I
NO de Fe = + II	NO de Fe = + II
NO de Cl = - I	NO de Cl = - I

2/ Les réactions d'oxydo-réduction

Ce sont des réactions qui se font avec changement du nombre d'oxydation des éléments au cours de la réaction.

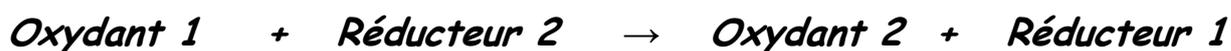
Ce sont des réactions d'échange d'électrons.

Au cours de ces réactions, on met en présence un oxydant et un réducteur :

- l'oxydant subit une réaction de réduction (diminution du NO)

- le réducteur subit une réaction d'oxydation (augmentation du NO)

Les réactions d'oxydation et de réduction se font simultanément. Donc, les électrons n'apparaissent pas dans l'équation bilan de la réaction.



Avec les couples Ox1/Red1 et Ox2/Red2



NO de chaque élément dans les réactifs	NO de chaque élément dans les produits
NO de Mg = 0	NO de Mg = + II
NO de O = 0	NO de O = - II

Les réactions de métathèse (sans changement de NO)

Ce sont des réactions d'échange d'ions.



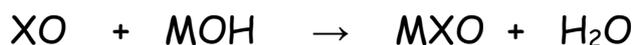
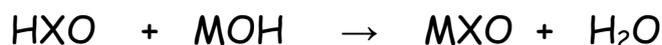
Il existe plusieurs types de réactions de métathèse :

1/ Les réactions de neutralisation

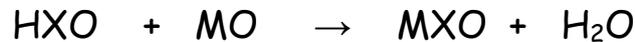
Réactions au cours desquelles une substance à caractère acide réagit avec une substance à caractère basique pour former un sel et souvent de l'eau



4 possibilités



c/ Acide + Oxyde basique → Sel + Eau



d/ Oxyde acide + Oxyde basique → Sel

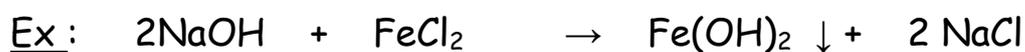


2/ Les réactions de précipitation

Réactions de métathèse au cours desquelles il y a formation d'un composé insoluble appelé précipité. Ce précipité se sépare du milieu et la réaction est complète.

Le précipité est indiqué par ↓ à côté de sa formule.

Pour identifier ces réactions, on utilisera un tableau de solubilité des substances.



Lecture et interprétation des tables de solubilité :

- composé soluble noté aqueux dans l'équation de la réaction
- composé insoluble noté solide ou ↓ dans l'équation de la réaction

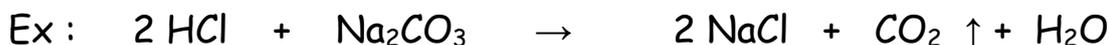
3/ Les réactions de volatilisation

Réactions de métathèse au cours desquelles il y a formation d'un composé volatil (gaz)

Le composé volatil est indiqué par \uparrow à côté de sa formule.

Les principaux composés volatils sont :

NH_3 , CO_2 , H_2S , SO_2 , oxydes de chlore et oxydes d'azote, H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , F_2 .



Bibliographie :

Arnaud P, *Cours de chimie physique*, édition Dunod 1988

Hill J., Petrucci R., *Chimie générale*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2ème édition 2008

Hill J, Petrucci R., *Chimie des solutions*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2^{ème} édition 2008

Les fonctions en chimie inorganique et la nomenclature, groupe transition ULg, édition 1999

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur R.Cloots, ULG, 2004

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur JF Dereux, ULg, 2002

Exercices associés au cours de P.Colson

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur L.Quinton, ULG, 2010

Exercices de chimie relatifs au cours de K.Mawet

Exercices de chimie relatifs au cours de V.Lonnay.

Travail dirigé 4 : Les électrolytes

Notions vues

Fonctions chimiques (reconnaître et nommer)
Notions d'électrolyte et de non électrolyte
Types d'électrolytes : forts et faibles
Equation de dissociation des électrolytes

Exercices

1/ Quelles sont les conditions pour qu'une substance conduise le courant électrique ?

-

-

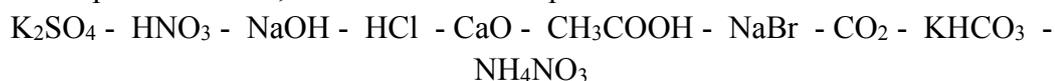
2/ Faire un schéma annoté d'un montage qui permettrait au laboratoire de déterminer si une substance conduit ou non le courant électrique en solution aqueuse.

3/ Parmi les composés suivants, déterminer les composés ioniques et les composés covalents :
HOCH₂CH₂OH - KCl - CH₃CHO - CH₃CH₂OH - Na₂SO₄ - HCl - MgCl₂ - H₃PO₄

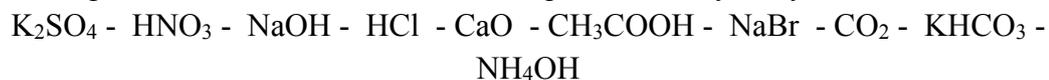
4/ Parmi les composés suivants, nommer tous ceux qui sont des sels :



5/ Parmi les composés suivants, nommer tous ceux qui sont des acides :



6/ Parmi les composés suivants, nommer tous ceux qui sont des hydroxydes :



7/ Les charges des ions sodium, magnésium et aluminium en solution aqueuse sont respectivement:

a/ +1, +2, +3

b/ +2, +3, +4

c/ -1, -2, -3

Entourer la (les) réponse(s) correcte(s)

8/ Les charges des ions sulfure, sulfite et sulfate en solution aqueuse sont respectivement :

a/ -2,-1,-1

b/ -2,-2,-2

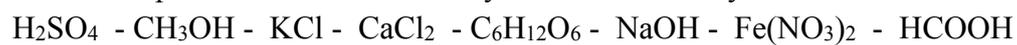
c/ -2,-3,-3

Entourer la (les) réponse(s) correcte(s)

9/ Déterminer les ions formés lorsqu'on dissout dans l'eau :



10/ Classer les composés suivants en électrolytes et non électrolytes :



11/ Classer les composés suivants en électrolytes forts ou faibles



12/ Lors de la dissolution des substances suivantes dans l'eau, quels sont les ions formés?

Chlorure de calcium

Sulfite de potassium

Chlorate de sodium

13/ Représenter un modèle de la solution dans l'eau

- de NaCl

- de CH₃COOH

- de C₆H₁₂O₆

- de Mg(NO₃)₂

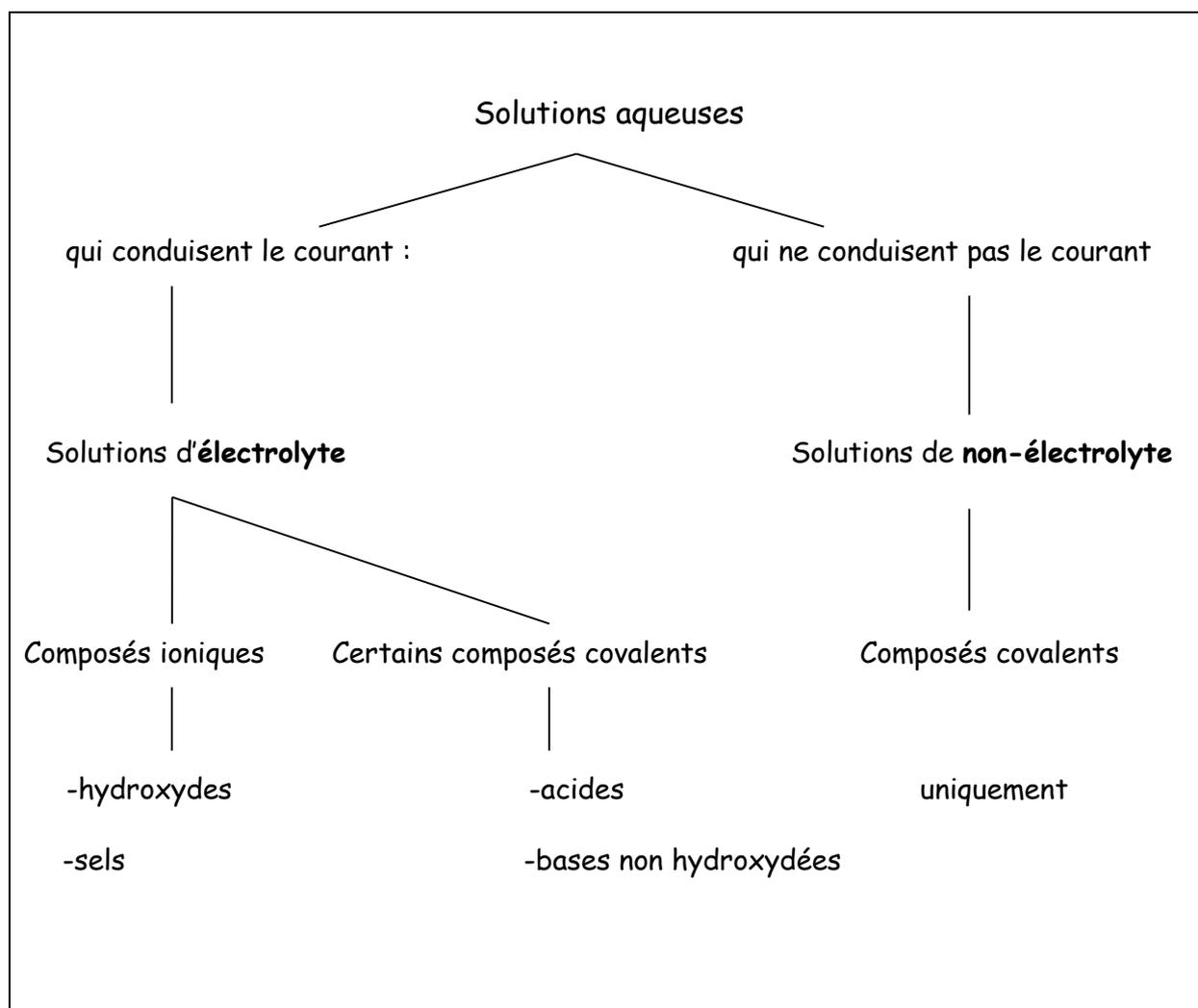
14/ Parmi les solutions suivantes de concentration identique 0,1 mol/L, établir un classement allant de la solution la moins conductrice à la solution la plus conductrice :
une solution de NaCl, une solution de saccharose et une solution d'acide acétique.

Notion d'électrolyte et de non électrolyte

Définitions

Un électrolyte est un composé qui en solution aqueuse conduit le courant électrique

Un non-électrolyte est un composé qui en solution aqueuse ne conduit pas le courant électrique



Notion d'électrolyte fort ou faible

Les électrolytes forts, en solution aqueuse, se dissocient complètement en leurs ions constitutifs et conduisent dès lors fortement le courant électrique

Exemples :

Les sels : MgSO_4 Na_3PO_4

Les bases fortes : NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Les acides forts : H_2SO_4 , HCl , HNO_3

Equation de dissociation totale

Modèle d'une solution aqueuse d'électrolyte fort

Modèle d'hydratation des ions dans l'eau

Les électrolytes faibles, en solution aqueuse, se dissocient partiellement et conduisent dès lors faiblement le courant électrique. Seul un faible pourcentage des molécules mises en solution s'ionise les autres molécules restent entières

Exemples :

Les acides faibles : CH_3COOH , HF

Les bases faibles : NH_3

Equation de dissociation incomplète

Modèle d'une solution aqueuse d'électrolyte faible

Bibliographie :

Arnaud P, *Cours de chimie physique*, édition Dunod 1988

Hill J., Petrucci R., *Chimie générale*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2ème édition 2008

Hill J, Petrucci R., *Chimie des solutions*, Editions du Renouveau Pédagogique, 2^{ème} édition 2008

Fonctions et nomenclature en chimie inorganique , groupe transition ULg, édition 1999

La dissociation des électrolytes forts en solution aqueuse, groupe transition ULg, édition 1999

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur R.Cloots, ULG, 2004

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur JF Dereux, ULg, 2002

Exercices associés au cours de P.Colson

Exercices de chimie générale relatifs au cours du professeur L.Quinton, ULG, 2010

Exercices de chimie relatifs au cours de K.Mawet

Exercices de chimie relatifs au cours de V.Lonnay.