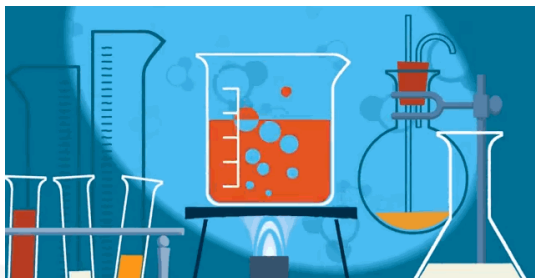


Chimie Minérale



*Université Abou Bekr
Belkaid*

Dr. Yasmine BENMANSOUR

Université Abou Bekr Belkaid
Tlemcen

Faculté des Sciences

Département de Chimie

E-mail : *yasmine.
benmansour13@gmail.com*

1.0

Janvier 2024

Table des matières

Objectifs	4
Introduction	5
I - Exercice : Le terme "solution"	7
II - Exercice : Dans un laboratoire de chimie :	8
III - Références bibliographiques	9
IV - TP 1: Corps covalents, propriétés et structure moléculaire	10
1. Objectifs visés au TP1 :	11
2. La classification périodique	11
2.1. Période	11
2.2. Groupe	11
2.3. Blocs	12
3. Les propriétés périodiques	13
3.1. Le caractère métallique (χ_m)	13
3.2. L'énergie d'ionisation (E_i)	13
3.3. L'affinité électronique (A)	13
3.4. L'électronégativité (en)	14
4. Les liaisons chimiques	15
4.1. La liaison ionique	15
4.2. La liaison covalente	15
4.3. Exercice : Avez vous assimiler la définition d'une liaison covalente	16
5. Géométrie des molécules – modèle VSEPR	16
5.1. Les propriétés de polarité	16
6. Fiche de TP1	17
6.1. Manipulation	18
6.2. Corrigé du compte rendu du TP 1	19
V - Exercice : Analyse qualitative	22
VI - Exercice : Avez-vous assimiler ?	23

Solutions des exercices	24
Glossaire	26
Abréviations	27
Références	28
Bibliographie	29
Webographie	30

Objectifs

A l'issu de ce cours l'étudiant sera capable de :

- Définir le concept d'une analyse qualitative
- Identifier les composés chimiques
- Nommer les différents éléments étudiés
- Exercer un contrôle de qualité
- Utiliser l'analyse par spectroscopie UV-Visible

Introduction

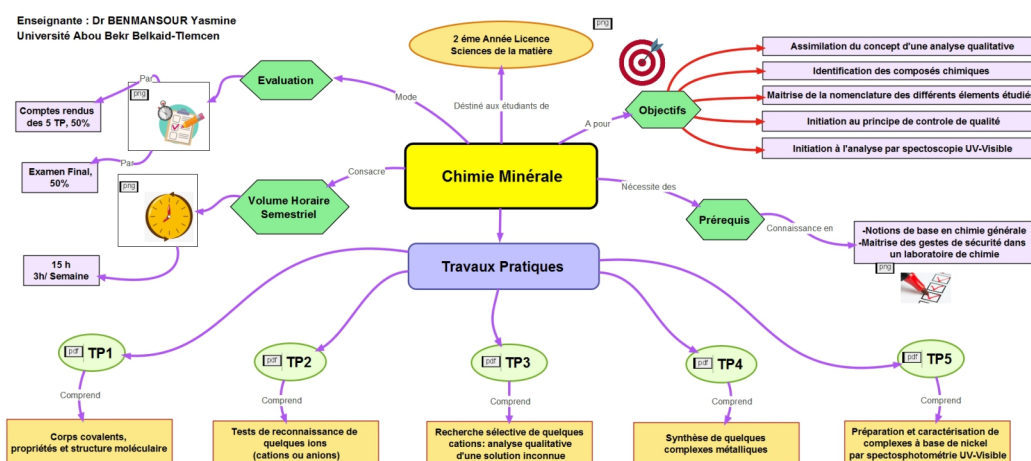
La **chimie minérale** est une branche de la chimie qui étudie les composés chimiques présents dans le règne minéral (les minéraux).

Les minéraux sont des substances inorganiques solides qui se trouvent naturellement dans la croûte terrestre. Ils peuvent être composés d'un seul élément chimique, appelés minéraux natifs, tels que l'or, l'argent ou le cuivre, ou être des composés chimiques complexes contenant plusieurs éléments.

La chimie minérale explore les propriétés physiques et chimiques des minéraux, ainsi que les processus de formation, d'identification et de classification des minéraux. Elle étudie également les réactions chimiques qui impliquent les minéraux, notamment leur dissolution, leur cristallisation et leur transformation sous l'influence de divers facteurs environnementaux.

En résumé, la **chimie minérale** est une discipline qui explore les propriétés, les réactions et les utilisations des minéraux. Elle joue un **rôle essentiel** dans notre compréhension des matériaux naturels et dans le développement de nouvelles applications dans de nombreux domaines.

La **carte conceptuelle** du cours est la suivante :



Carte conceptuelle représentant les travaux pratiques de "chimie minérale"

Les prérequis nécessaires :

Ce cours (TP) est destiné aux étudiants de la deuxième année Licence "Sciences de la matière". Il est réalisé dans un laboratoire de chimie, pour cela les étudiants doivent avoir acquis :

- Des notions de base en chimie générale,

- La maîtrise des gestes de sécurité dans un laboratoire de chimie.

I Exercice : Le terme "solution"

[solution n°1 p.24]

De quoi est composé une solution ?

II Exercice : Dans un laboratoire de chimie :

[solution n°2 p.24]

Porter des gants/lunettes de protection

Inhaler un produit chimique inconnu

Porter une blouse en coton avec manches longues

Manipuler les produits chimiques avec précaution

Manger et boire

Attacher les cheveux

Après manipulation, jeter les produits chimiques dans l'évier

Pipeter un liquide avec la bouche

A faire !	A ne pas faire !

III Références bibliographiques

- Chimie générale - 3e édition, Exercices et méthodes, DUNOD, août 2022
- Fiches pratiques de sécurité des produits chimiques au laboratoire, DUNOD, Juillet 2001
- Mini Manuel de Chimie générale - 3e édition, Chimie des Solutions, DUNOD, Janvier 2021

IV TP 1: Corps covalents, propriétés et structure moléculaire

Le tableau périodique des éléments, également appelé **tableau ou table de Mendeleïev**, **classification périodique des éléments** ou simplement **tableau périodique**, représente tous les éléments chimiques, ordonnés par numéro atomique* croissant et organisés en fonction de leur configuration électronique, laquelle sous-tend leurs propriétés chimiques.

La conception de ce tableau est généralement attribuée au chimiste russe Dmitri Ivanovitch Mendeleïev, qui, en 1869, construisit une table, différente de celle qu'on utilise aujourd'hui, mais semblable dans son principe, dont le grand intérêt était de proposer une classification systématique des éléments connus à l'époque en vue de souligner la périodicité de leurs propriétés chimiques, d'identifier les éléments qui restaient à découvrir, voire de prédire certaines propriétés d'éléments chimiques alors inconnus.

Le tableau périodique a connu de nombreux réajustements depuis lors jusqu'à prendre la forme que nous lui connaissons aujourd'hui. Il est devenu un référentiel universel auquel peuvent être rapportés tous les types de comportements physiques et chimiques des éléments. Depuis la mise à jour de l'UICPA* du 28 novembre 2016, sa forme standard comporte 118 éléments, allant de l'hydrogène 1H à l'Oganesson 118Og.



Tableau périodique des éléments chimiques

1. Objectifs visés au TP1 :

- Définir la polarité
- Énoncer la définition d'un solvant "protique"
- Différencier entre un solvant minéral et un solvant organique
- Interpréter les résultats trouvés dans la manipulation

2. La classification périodique

En 1869 Mendeleïev classa les 66 éléments connus à son époque dans l'ordre de masse atomique croissante*, dans un tableau formé de lignes et de colonnes de telle sorte que les éléments présentant des analogies se retrouvent dans la même colonne. Mendeleïev alla plus loin en laissant des cases vides pour des éléments non connus à son époque et découverts beaucoup plus tard comme le germanium.

Il est remarquable que la classification périodique des éléments fondée sur des observations expérimentales, et les configurations électroniques de ces mêmes éléments fondées sur un modèle théorique cadre parfaitement.

2.1. Période

Les éléments d'une même ligne constituent une période, qui comporte un nombre variable d'éléments.

Période	1	2	3	4	5	6	7
Couche	K	L	M	N	O	P	Q
Nombre d'éléments	2	8	8	18	18	32	31

2.2. Groupe

Un groupe est une famille d'éléments possédant la même configuration externe, c'est-à-dire le même nombre d'électrons de valence.

2.3. Blocs

Suivant la configuration externe des éléments on distingue 4 blocs dans la classification périodique :

- bloc s ou bloc des éléments métalliques ;
- bloc p ;
- bloc d ou bloc des éléments de transition ;
- bloc f ou bloc des éléments de transition interne ou lanthanide ou actinide.

3. Les propriétés périodiques

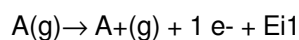
3.1. Le caractère métallique (χ_m)

Le caractère métallique d'un élément est lié à la faculté de perdre 1, deux ou trois électrons.

- Les éléments du groupe IA (métaux alcalins) qui n'ont qu'un seul état d'oxydation +1, possède un caractère métallique important.
- Les éléments du groupe IIA (alcalinoterreux) qui n'ont qu'un seul état d'oxydation +2, sont aussi des métaux. Leur caractère métallique est inférieur à celui des métaux alcalins.
- Les éléments du groupe IIIA possède aussi le caractère métallique.
- Les éléments de transitions ont des états d'oxydation variables ont plus ou moins un caractère métallique et sont appelés métaux de transition.
- Les éléments des groupes IVA; VA; VIA; VIIA (à quelques éléments près), ils tendent à capter des électrons. Les gaz rares sont aussi des non-métaux.

3.2. L'énergie d'ionisation (E_i)

Considérons l'ionisation d'un atome:



Il faut fournir une énergie E_{i1} pour ioniser l'atome A.

E_{i1} : est appelée énergie de la première ionisation.

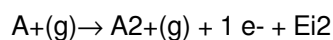
On appelle énergie d'ionisation, l'énergie nécessaire pour arracher un électron (et l'envoyer à l'infini) à un atome pris à l'état gazeux.

La valeur d' E_{i1} varie d'une façon régulière dans le tableau périodique:

- Dans une même période E_{i1} augmente avec le numéro atomique Z.
- Dans un même groupe E_{i1} diminue quand Z augmente.

En effet dans une même période, les électrons périphériques sont d'autant plus difficiles à arracher que Z augmente, car la force d'attraction du noyau augmente.

De même:



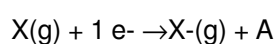
Remarque

Pour un élément donné, $E_{i1} < E_{i2} < \dots < E_{in}$

Ceci s'explique par le fait que la 2, 3, ..., n^{ème} ionisations concerne des cations et non un atome neutre. Plus le cation est chargé, plus les électrons restants sont beaucoup plus attirés par le noyau.

3.3. L'affinité électronique (A)

L'affinité électronique est l'énergie mise en jeu lorsqu'un électron est capté par un atome à l'état gazeux. Elle correspond à l'équation chimique:



En générale, l'affinité électronique varie en sens inverse de l'énergie d'ionisation.

3.4. L'électronégativité (en)

Cette notion concerne les atomes liés formant des molécules et non les atomes à l'état libre. L'électronégativité est la tendance que possède un atome à attirer les électrons au sein d'une molécule.

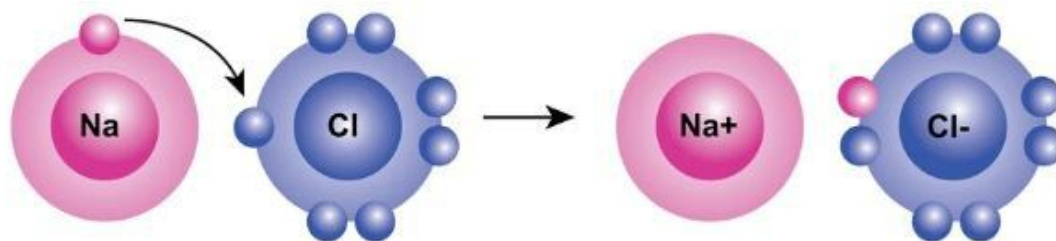
Afin de pouvoir comparer quantitativement cette tendance chez les divers éléments de la classification périodique, plusieurs échelles d'électronégativité ont été proposées.

Plus l'électronégativité d'un élément est élevée, plus il aura tendance à attirer à lui les électrons dans une liaison.*

4. Les liaisons chimiques

4.1. La liaison ionique

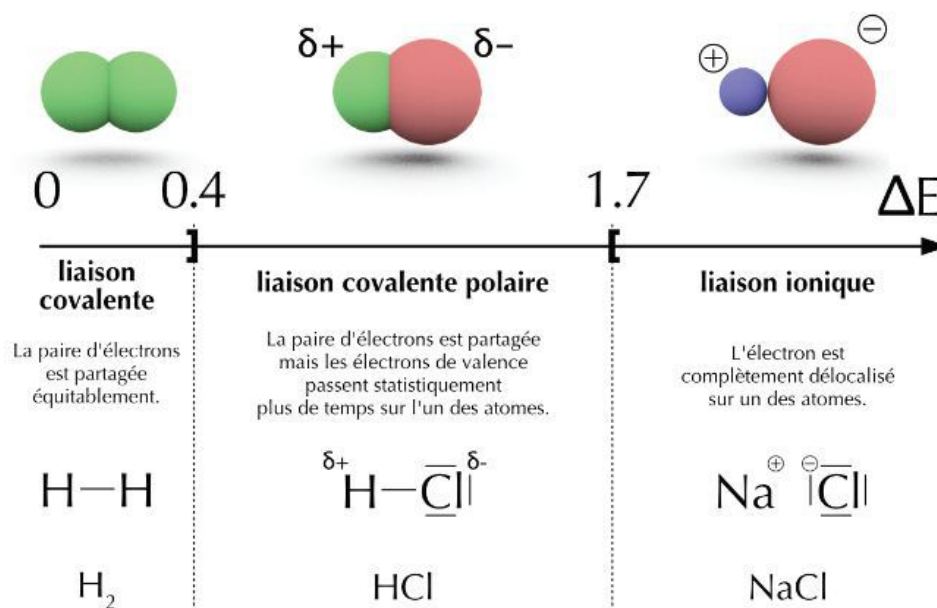
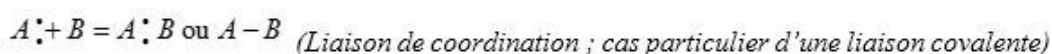
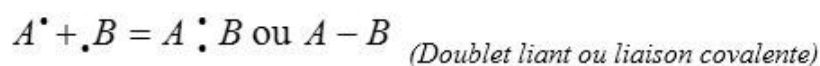
Elle résulte de l'attraction de deux ions de signe opposé, tels que (Na+Cl-) représenté dans la figure suivante :



Formation du chlorure de sodium

4.2. La liaison covalente

Elle résulte de la mise en commun de deux électrons entre deux noyaux. Comme la répulsion entre les deux noyaux est amoindrie par la présence de ces deux charges négatives qui résident partiellement entre ces noyaux, l'édifice est plus stable que les deux atomes séparés : A..B



Relation entre les différences d'électronégativité et le type des liaisons

- Voici une vidéo qui explique bien l'électronégativité et la polarisation d'une liaison covalente :

Cf. "Électronégativité et polarisation d'une liaison covalente"

4.3. Exercice : Avez vous assimiler la définition d'une liaison covalente

[solution n°3 p.24]

Quelle réponse décrit le mieux une liaison covalente ?

- Un transfert d'électrons d'un atome à un autre
- Le partage d'électrons entre deux atomes
- L'attraction électrostatique entre un cation et un anion
- L'échange d'électrons entre deux atomes

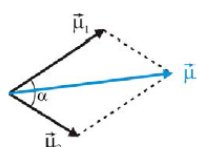
5. Géométrie des molécules – modèle VSEPR

5.1. Les propriétés de polarité

Une liaison qui n'est pas purement covalente possède un moment dipolaire électrostatique. On dit que la liaison est polaire.

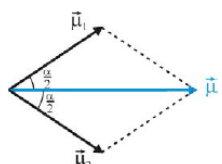
Dans une liaison A-B, dans le cas où l'électronégativité de B est supérieure à celle de A, on écrit : B δ^- → A δ^+

Si une molécule possède plusieurs liaisons polaires, les moments dipolaires s'additionnent. Le moment dipolaire* de la molécule est la somme vectorielle des moments dipolaires de toutes ses liaisons. La somme vectorielle de deux moments dipolaires faisant un angle α entre eux s'écrit :



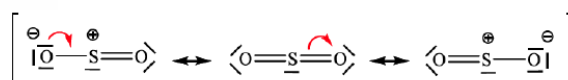
$$\mu = \sqrt{\mu_1^2 + \mu_2^2 + 2\mu_1\mu_2 \cos \alpha}$$

Dans le cas particulier d'une molécule possédant des liaisons identiques, comme H₂O, on écrira



$$\mu = 2\mu_1 \cos\left(\frac{\alpha}{2}\right)$$

Le modèle de Lewis est très utile pour déterminer la structure électronique des molécules, mais **ne dit rien sur leur géométrie**. Or, la géométrie des molécules détermine certaines de leurs propriétés physico-chimiques. Par exemple le dioxyde de soufre (SO₂) est très soluble dans l'eau, alors que le dioxyde de carbone (CO₂) l'est beaucoup moins. Cela s'explique parce que la molécule SO₂ possède un moment dipolaire, alors que la molécule CO₂ n'en a pas. SO₂ est donc beaucoup plus soluble dans un solvant polaire comme l'eau, et moins soluble dans les solvants organiques apolaires.



6. Fiche de TP1

Les corps covalents sont des corps dont les molécules sont formées d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes :

- Normales (différence d'électronégativité entre atomes formant une liaison) $\Delta E < 0,4$)
- Polarisées (et semi-polaires éventuellement) ($0,4 < \Delta E < 1,7$).

Les buts de cette manipulation seront de :

- Rechercher quelques propriétés de ces corps,
- Les expliquer à partir de la structure moléculaire (détails des liaisons et de la forme des molécules).

6.1. Manipulation

6.1.1. Produits

Le tableau suivant comporte les produits utilisés :





Produits	Formule Brute	Etat physique (à 25°C)
Eau	H ₂ O	Liquide
Cyclohexane	C ₆ H ₁₂	Liquide
Diéthyl Ether	C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	Liquide
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	Liquide
Dichlorométhane	CH ₂ Cl ₂	Liquide
Iode	I ₂	Solide
Sulfate de cuivre (II)	CuSO ₄	Solide

6.1.2. Miscibilité de deux liquides

Protocole expérimental

Pour chacune des expériences du tableau ci-dessous, suivez le protocole suivant :

1. A l'aide de deux pipettes, versez dans un tube à essai, **dans l'ordre**, 2 mL du liquide **1** puis 2 mL du liquide **2** ;
2. Bouchez le tube, agitez et laissez reposer ;
3. Complétez le tableau des résultats ci-dessous .

Expérience	Expérience n°1	Expérience n°2	Expérience n°3	Expérience n°4
Liquide ①	Eau	Eau	Eau	Cyclohexane
Liquide ②	Éthanol	Cyclohexane	Dichlorométhane	Diéthyl Ether
Observation				
Homogène / Hétérogène				
Miscibles / Non miscibles				

6.1.3. Solubilité d'une espèce chimique dans un solvant

Protocole expérimental

- Sulfate de cuivre (II) (CuSO₄)

1. À l'aide d'une spatule, mettre quelques cristaux de sulfate de cuivre dans un tube à essai contenant environ 5 ml d'eau puis bouchez le tube et agitez ;

2. À l'aide d'une spatule, mettre quelques cristaux de sulfate de cuivre dans un tube à essai contenant environ 5 ml de cyclohexane puis bouchez le tube et agitez ;
3. À l'aide d'une spatule, mettre quelques cristaux de sulfate de cuivre dans un tube à essai contenant environ 5 ml d'éthanol puis bouchez le tube et agitez.

- **Iode (I₂)**

Refaire les opérations de l'expérience précédente en remplaçant le sulfate de cuivre(II) solide par l'iode solide.

Puis compléter le tableau suivant :

Solubilité	Sulfate de cuivre (II)	Iode
Dans l'eau		
Dans le cyclohexane		
Dans l'éthanol		

6.1.4. Notes





Rappel

- Les séances de TP sont obligatoires
- Le cahier de laboratoire est obligatoire
- Vous êtes priés de préparer les TP avant de venir au laboratoire
- Le port de la blouse est obligatoire dans la salle de TP
- En cas de casse du matériel vous devez le signaler aux enseignants
- Ramener le reste des réactifs à l'enseignant,
- Avant de quitter le laboratoire, vous rangez et nettoyez la pailasse.

6.2. Corrigé du compte rendu du TP 1

1. Miscibilité de deux liquides

1.1. Remplir le tableau suivant : **5,75 pts**

Expérience	Expérience n°1	Expérience n°2	Expérience n°3	Expérience n°4
Liquide ⊕	Eau	Eau	Eau	Cyclohexane
Nature du solvant	Solvant minéral 0.25pt			Solvant organique 0.25pt
Polarité	Polaire 0.25pt			Apolaire 0.25pt
Protique ou aprotique	Protique 0.25pt			Aprotique 0.25pt
Liquide ⊗	Éthanol	Cyclohexane	Dichlorométhane	Diethyl Ether
Nature du solvant	Solvant organique 0.25pt		Solvant organique 0.25pt	Solvant organique 0.25pt
Polarité	Polaire 0.25pt		Polaire 0.25pt	Apolaire 0.25pt
Protique ou aprotique	Protique 0.25pt		Aprotique 0.25pt	Aprotique 0.25pt
Observation	 ⊕ + ⊗	 ⊕ + ⊗	 ⊕ + ⊗	 ⊕ + ⊗
Homogène / Hétérogène	Homogène 0.25pt	Hétérogène 0.25pt	Hétérogène 0.25pt	Homogène 0.25pt
Miscibles / Non miscibles	Miscible 0.25pt	Non miscible 0.25pt	Non miscible 0.25pt	Miscible 0.25pt

1.2. Que peut-on déduire de ces expériences ? **2pts**

- Les solvants apolaires sont miscibles.
- Les solvants polaires protiques sont miscibles.
- Les solvants polaires un protique et l'autre aprotique ne sont pas miscibles.
- Les solvants polaires aprotique et les solvants apolaires sont miscibles.

2. Solubilité d'une espèce chimique dans un solvant

2.1. Remplir le tableau suivant : **1.5pt**

Solubilité	Sulfate de cuivre (II)	Iode
Dans l'eau	Soluble 0.25pt	Insoluble 0.25pt
Dans le cyclohexane	Insoluble 0.25pt	Soluble 0.25pt
Dans l'éthanol	Soluble 0.25pt	Soluble 0.25pt

2.2. Que peut-on déduire de ces expériences ? **1.5pts**

- CuSO₄ est un solide polaire
- CuSO₄ se solubilise dans un solvant polaire
- Le I₂ est un solide apolaire, il se solubilise dans un solvant apolaire

2.3. Expérience **2.5pt**

- Dans un tube à essais, On verse 2ml d'eau et 2ml de cyclohexane. On le laisse reposer
- On ajoute après quelques paillettes de sulfate de Fer (II) (solide).

- Localiser, sur le schéma, les phases et donner une explication

Schéma	Remarques et Explications
 <p data-bbox="295 560 566 638">Eau + Cyclohexane</p> <p data-bbox="391 414 470 459">Ajouté FeSO₄</p> <p data-bbox="279 660 343 694">0.25pt</p> <p data-bbox="502 660 566 694">0.25pt</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li data-bbox="662 257 1316 392">• On peut expliquer ce schéma en considérant la différence de densité des deux différents corps. On peut aussi voir que ces deux corps sont non miscibles entre eux. 0.75pt <li data-bbox="662 425 1316 515">• L'eau est plus dense que le cyclohexane (comparer les densités) 0.75pt <li data-bbox="662 548 1316 582">• FeSO₄ est un solide polaire 0.25pt <li data-bbox="662 604 1316 638">• FeSO₄ se solubilise dans un solvant polaire 0.25pt

V Exercice : Analyse qualitative

[solution n°4 p.24]

L'analyse qualitative en chimie permet de :

- Déterminer la concentration d'une substance dans un échantillon
- Identifier les substances chimiques présentes dans un échantillon
- Mesurer les propriétés physiques d'un composé
- Évaluer la pureté d'un produit chimique

VI Exercice : Avez-vous assimiler ?

[solution n°5 p.25]

Comment appelle t-on la procédure (ou la série de procédures) visant à assurer la qualité d'un produit manufacturé ?

Solutions des exercices

> Solution n° 1

Exercice p. 7

De quoi est composé une solution ?

Un soluté+Un solvant

> Solution n° 2

Exercice p. 8

A faire !	A ne pas faire !
Porter une blouse en coton avec manches longues	Pipeter un liquide avec la bouche
Porter des gants/lunettes de protection	Manger et boire
Attacher les cheveux	Inhaler un produit chimique inconnu
Manipuler les produits chimiques avec précaution	Après manipulation, jeter les produits chimiques dans l'évier

> Solution n° 3

Exercice p. 16

Quelle réponse décrit le mieux une liaison covalente ?

- Un transfert d'électrons d'un atome à un autre
- Le partage d'électrons entre deux atomes
- L'attraction électrostatique entre un cation et un anion
- L'échange d'électrons entre deux atomes

> Solution n° 4

Exercice p. 22

L'analyse qualitative en chimie permet de :

- Déterminer la concentration d'une substance dans un échantillon
- Identifier les substances chimiques présentes dans un échantillon
- Mesurer les propriétés physiques d'un composé
- Évaluer la pureté d'un produit chimique

> **Solution** n°5

Exercice p. 23

Comment appelle t-on la procédure (ou la série de procédures) visant à assurer la qualité d'un produit manufacturé ?

Contrôle de qualité

Glossaire

Hydroxyde

Un hydroxyde est un sel métallique de formule générique $[M](OH)_n$ (comme NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$...), constitué d'un cation métallique et d'un ou de plusieurs anions hydroxydes. L'anion hydroxyde (ou hydroxyle) se réfère à l'ion OH^- .

Le moment dipolaire

Le moment dipolaire d'une liaison est orienté de la charge négative vers la charge positive (de l'atome le plus électronégatif vers l'atome le moins électronégatif). Il est représenté par la lettre grecque μ .

Numéro atomique

Le numéro atomique d'un atome, d'un nucléide ou plus généralement d'un élément chimique, est son nombre de protons. On le représente généralement par la lettre Z.

Structure électronique

Également appelée configuration électronique décrit la distribution des électrons d'un atome, d'une molécule ou d'une espèce chimique dans les orbitales atomiques.

Abréviations

H⁺ : L'ion de l'atome d'hydrogène, appelé aussi proton.

OH⁻ : L'ion hydroxyle

UICPA : Union internationale de chimie pure et appliquée

Références

- 1 <https://chimiegenerale.ch/mol%C3%A9cules-et-liaisons-chimiques.html>

Bibliographie

La classification périodique des éléments, Paul Depovere, 3e Édition, Août 2020

Mini manuel de chimie inorganique, Jean-François Lambert, Maguy Jaber, Thomas Georgelin, DUNOD, Février 2020

Webographie

<https://www.superprof.fr/ressources/physique-chimie/physique-chimie-tous-niveaux/determiner-la-presence-d-un-ion.html>