

Cours de Chimie

10^{ème} Sciences

Programme du Mali

Cours enrichi, interactif et détaillé

Cours complet couvrant les 7 chapitres du programme,
enrichi avec exercices guidés, applications et méthodologie

Mode d'emploi de ce cours

- **Cadres bleu foncé** : Définitions essentielles à connaître par cœur
- **Cadres bordeaux** : Lois et théorèmes fondamentaux
- **Cadres orange** : Exemples résolus étape par étape
- **Cadres violets** : Propriétés et caractéristiques
- **Cadres verts** : Applications dans la vie réelle
- **Cadres rouges** : Erreurs fréquentes à éviter
- **Cadres bleu clair** : Activités guidées et exercices d'application
- **Cadres cyan** : Méthodologie pas-à-pas

Contents

1	Structure de l'atome	5
1.1	Discontinuité de la matière	5
1.2	Les particules fondamentales de l'atome	5
1.3	Numéro atomique et nombre de masse	6
1.4	Configuration électronique	7
1.4.1	Couches et sous-couches électroniques	7
1.4.2	Ordre de remplissage – Règle de Klechkovski	7
1.5	Ions – cations et anions	9
1.6	Notion d'isotopes	10
2	Classification périodique des éléments	13
2.1	Historique de la classification	13
2.2	Structure du tableau périodique actuel	13
2.3	Les grandes familles d'éléments	14
2.4	Électropériodicité – Tendances du tableau	15
2.5	Règle de l'octet et valence	15
3	Liaisons chimiques	19
3.1	Définition générale	19
3.2	La liaison ionique	19
3.3	La liaison covalente	21
3.3.1	Schémas de Lewis	21
3.3.2	Liaison covalente polaire	21
3.3.3	Liaison covalente coordinative (de coordinence)	22
3.4	La liaison métallique	22
3.5	Forces inter-moléculaires	23
4	Réactions chimiques et Calculs stœchiométriques	25
4.1	Transformation physique et chimique	25
4.2	Équation bilan d'une réaction chimique	25
4.3	La mole – Quantité de matière	27
4.4	Volume molaire et lois des gaz	28
4.5	Calculs stœchiométriques	29
5	Solutions aqueuses et concentrations	33
5.1	Généralités sur les solutions	33
5.2	Concentration massique	33
5.3	Concentration molaire	34
5.4	Titre massique et densité	34
5.5	Dilution	35

6	pH, Acides et Bases – Théorie de Brønsted	37
6.1	Définitions de Brønsted-Lowry	37
6.2	Autoprotolyse de l'eau et produit ionique K_e	38
6.3	Le pH	38
6.4	Acides et bases forts – Acides et bases faibles	39
6.5	Réaction de neutralisation	40
6.6	Dosage acido-basique (titrage)	40
7	Oxydo-réduction (notions de base)	43
7.1	Définitions fondamentales	43
7.2	Degré (nombre) d'oxydation	44
7.3	Demi-équations électroniques	44
7.4	Équation bilan d'une réaction d'oxydoréduction	45
7.5	Applications de l'oxydo-réduction	46

Chapter 1

Structure de l'atome

⦿ Durée estimée : 4h00

5 activités + synthèse

1.1 Discontinuité de la matière

♠ Expérience historique de Rutherford (1911)

Le physicien Ernest Rutherford bombarda une fine feuille d'or (épaisseur $\approx 0,6 \mu\text{m}$) avec des particules alpha (α , noyaux d'hélium). Il observa que :

- La grande majorité des particules traversait la feuille **sans déviation**
- Environ 1/10 000 subissait une **déviation importante** (parfois rebondissait)

Conclusion : La matière est **essentiellement vide** ; les atomes sont constitués d'un minuscule **noyau central positif** (qui explique les déviations) et d'un **nuage électronique** très diffus autour.

► Atome

L'**atome** est la plus petite partie d'un élément chimique qui conserve les propriétés de cet élément et puisse entrer en combinaison chimique. Il est constitué de :

- Un **noyau** central (très petit : $\approx 10^{-15} \text{ m}$) concentrant la quasi-totalité de la masse
- Un **nuage électronique** (électrons gravitant autour du noyau, diamètre $\approx 10^{-10} \text{ m}$)

1.2 Les particules fondamentales de l'atome

Particule	Symbole	Charge	Masse	Localisation
Proton	p	$+e = +1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	$1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$	Noyau
Neutron	n	0 (neutre)	$1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$	Noyau
Électron	e^-	$-e = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	$9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$	Nuage électronique

► Attention !

La masse du proton est environ **1 836 fois** celle de l'électron : pratiquement toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau. La taille du noyau est 10^5 fois plus petite que celle de l'atome !

♣ Neutralité électrique de l'atome

À l'état fondamental, un atome possède **autant de protons que d'électrons**. Les charges se compensent :

$$Z \times (+e) + Z \times (-e) = 0$$

L'atome est donc électriquement **neutre**.

1.3 Numéro atomique et nombre de masse

► Numéro atomique Z et nombre de masse A

- **Z = numéro atomique** = nombre de protons dans le noyau = nombre d'électrons dans l'atome neutre
- **A = nombre de masse** = nombre total de **nucléons** (protons + neutrons)
- **N = nombre de neutrons** = $A - Z$

★ Représentation symbolique d'un atome

Un atome d'élément X de numéro atomique Z et de nombre de masse A se représente :



Exemples : ${}^12_6\text{C}$ (carbone : $Z = 6$, $A = 12$, $N = 6$) ; ${}^{23}_{11}\text{Na}$ (sodium : $Z = 11$, $A = 23$, $N = 12$) ; ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ (chlore : $Z = 17$, $A = 35$, $N = 18$)

Activité 1.1 : Identifier les constituants d'un atome ⦿ 20 min

Pour chacun des atomes suivants, détermine le nombre de protons, neutrons et électrons :

- a) ${}^{16}_8\text{O}$ (oxygène) $[N = \text{____}, Z = \text{____}, e^- = \text{____}]$
- b) ${}^{27}_{13}\text{Al}$ (aluminium)
- c) ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ (fer)
- d) ${}^{238}_{92}\text{U}$ (uranium)

Ta réponse :

1.4 Configuration électronique

1.4.1 Couches et sous-couches électroniques

► Couches électroniques

Les électrons sont répartis en **couches électroniques** (niveaux d'énergie) numérotées $n = 1, 2, 3, \dots$ (ou notées K, L, M, N, $\dots$). Chaque couche se divise en **sous-couches** (orbitales).

Couche	Nom	Sous-couches	Capacité max.	Formule
1	K	1s	2 électrons	$2n^2 = 2$
2	L	2s, 2p	8 électrons	$2n^2 = 8$
3	M	3s, 3p, 3d	18 électrons	$2n^2 = 18$
4	N	4s, 4p, 4d, 4f	32 électrons	$2n^2 = 32$

♣ Capacité des sous-couches

- Sous-couche **s** : 2 électrons maximum
- Sous-couche **p** : 6 électrons maximum
- Sous-couche **d** : 10 électrons maximum
- Sous-couche **f** : 14 électrons maximum

1.4.2 Ordre de remplissage – Règle de Klechkovski

★ Règle de remplissage (Klechkovski / Aufbau)

Les sous-couches se remplissent **par ordre d'énergie croissante** :

$$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow \dots$$

Méthode du diagramme en flèche : On note les sous-couches en colonnes et on lit les diagonales de bas en haut.

→ Écrire une configuration électronique en 4 étapes

1. Trouver le nombre d'électrons = Z (atome neutre)
2. Remplir les sous-couches dans l'ordre Klechkovski
3. Vérifier que le total des électrons = Z
4. Vérifier la dernière couche (couche de valence)

► Configurations électroniques des premiers éléments

Élément	Z	Configuration	Couche val.	e^- de val.
H (hydrogène)	1	$1s^1$	K	1
He (hélium)	2	$1s^2$	K	2 (stable)
Li (lithium)	3	$1s^2 2s^1$	L	1
C (carbone)	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	L	4
N (azote)	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	L	5
O (oxygène)	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	L	6
F (fluor)	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	L	7
Ne (néon)	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	L	8 (stable)
Na (sodium)	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	M	1
Mg (magnésium)	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	M	2
Al (aluminium)	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	M	3
Si (silicium)	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	M	4
Cl (chlore)	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	M	7
Ar (argon)	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	M	8 (stable)
K (potassium)	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	N	1
Ca (calcium)	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	N	2

Activité 1.2 : Configurations électroniques ☉ 25 min

Écris la configuration électronique des atomes suivants et indique leur couche de valence et le nombre d'électrons de valence :

- P (phosphore, $Z = 15$)
- S (soufre, $Z = 16$)
- Fe (fer, $Z = 26$)
- Br (brome, $Z = 35$)

Ta réponse :

1.5 Ions – cations et anions

► Ion

Un **ion** est un atome ou groupe d'atomes ayant perdu ou gagné des électrons. Il possède une charge électrique non nulle.

- **Cation** : ion de charge positive (l'atome a **perdu** des électrons)
Ex. : $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$; $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$
- **Anion** : ion de charge négative (l'atome a **gagné** des électrons)
Ex. : $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$; $\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$

► Configuration électronique d'un ion

$\text{Na} (Z = 11) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \xrightarrow{-e^-} \text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$ (comme le néon)

$\text{Cl} (Z = 17) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \xrightarrow{+e^-} \text{Cl}^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (comme l'argon)

Les ions se forment pour atteindre la **configuration du gaz rare le plus proche** (règle de l'octet).

Activité 1.3 : Formation des ions ☉ 20 min

- L'atome d'aluminium Al ($Z = 13$) perd 3 électrons. Écris la configuration de Al et de Al^{3+} . Quel gaz rare l'ion imite-t-il ?
- L'atome de soufre S ($Z = 16$) gagne 2 électrons. Écris la configuration de S et de S^{2-} . Quel gaz rare l'ion imite-t-il ?
- Complète le tableau :

Ion	Élément de départ	e^- perdus/gagnés	Charge	Gaz rare imité
Fe^{2+}	Fe ($Z = 26$)			
Fe^{3+}	Fe ($Z = 26$)			
F^-	F ($Z = 9$)			
Mg^{2+}	Mg ($Z = 12$)			

Ta réponse :

1.6 Notion d'isotopes

► Isotopes

Des atomes sont dits **isotopes** lorsqu'ils ont le même numéro atomique Z (même élément) mais des nombres de masse A différents (nombre de neutrons différent). Ils ont des propriétés chimiques identiques mais des masses différentes.

► Exemples d'isotopes

- **Carbone** : $^{12}_6\text{C}$ (98,9%), $^{13}_6\text{C}$ (1,1%), $^{14}_6\text{C}$ (traces, radioactif – utilisé en dat. carbone)
- **Hydrogène** : ^1_1H (protéium), ^2_1H (deutérium), ^3_1H (tritium, radioactif)
- **Chlore** : $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,77%) et $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,23%) – d'où la masse molaire de Cl $\approx 35,5$ g/mol
- **Uranium** : $^{235}_{92}\text{U}$ (fissile, utilisé dans les réacteurs nucléaires) et $^{238}_{92}\text{U}$ (le plus abondant)

♠ La radioactivité et les isotopes

Les isotopes radioactifs (^{14}C , ^{131}I , ^{60}Co) se désintègrent spontanément en émettant des radiations. Ils sont utilisés en médecine (scintigraphie, radiothérapie), en dat. archéologique (^{14}C), et dans les centrales nucléaires (^{235}U).

Synthèse – Chapitre 1 : Structure de l'atome

1. Les constituants de l'atome

L'atome est constitué d'un **noyau** (protons + neutrons) entouré d'un **nuage électronique**.

Particule	Charge	Masse relative	Localisation	Symbole
Proton	+1	1	Noyau	p
Neutron	0	1	Noyau	n
Électron	-1	1/1836	Nuage	e^-

2. Notations fondamentales

^A_ZX avec $Z = \text{protons} = e^-$; $N = A - Z = \text{neutrons}$; $A = \text{nucléons}$

3. Configuration électronique

Ordre de remplissage	$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow \dots$
Capacités	$s : 2 e^-$; $p : 6 e^-$; $d : 10 e^-$; $f : 14 e^-$
Couche saturée	Dernière couche = $8 e^-$ (sauf K : $2 e^-$)

4. Ions

- **Cation** (+) : perte de n électrons $\Rightarrow$ charge $+n$

- **Anion** ($-$) : gain de n électrons $\Rightarrow$ charge $-n$
- Les ions tendent vers la config. du gaz rare le plus proche (**règle de l'octet**)

5. Isotopes

Même Z (même élément), A différents (nombre de neutrons différent).

La **masse molaire atomique** (ex. Cl = 35,5 g/mol) est la moyenne pondérée des masses des isotopes.

6. Ordre de grandeur (memoriser)

Grandeur	Ordre de grandeur
Diamètre d'un atome	$\sim 10^{-10}$ m (= 1 Å)
Diamètre du noyau	$\sim 10^{-15}$ m
Masse d'un proton	$\sim 1,67 \times 10^{-27}$ kg
Charge élémentaire e	$1,6 \times 10^{-19}$ C

Chapter 2

Classification périodique des éléments

⌚ Durée estimée : 3h00

4 activités + synthèse

2.1 Historique de la classification

♠ De Mendeleïev à Moseley

- **1829 – Döbereiner** : Groupes de 3 éléments aux propriétés similaires (triades).
- **1865 – Newlands** : Loi des octaves (les propriétés se répètent tous les 8 éléments).
- **1869 – Dimitri Mendeleïev (russe)** : Classement par **masse atomique croissante** en laissant des cases vides pour des éléments non encore découverts (Ga, Sc, Ge prédits et découverts ensuite). C'est la **première classification fiable**.
- **1913 – Henry Moseley (britannique)** : Montre que l'ordre naturel est celui du **numéro atomique Z croissant**. Le tableau actuel classe les éléments selon Z .

2.2 Structure du tableau périodique actuel

► Périodes et groupes

- **Période** (ligne horizontale) : correspond au remplissage d'une couche électronique. Le numéro de la période = numéro de la couche externe.
- **Groupe** (colonne verticale) : les éléments d'un même groupe ont le même nombre d'électrons de valence $\Rightarrow$ propriétés chimiques similaires.

Le tableau actuel comporte **7 périodes** et **18 groupes** (≈ 118 éléments connus).

Période	Éléments	Couche remplie
1 ^{ère}	H ($Z = 1$) à He ($Z = 2$)	Couche K (1s)
2 ^{ème}	Li ($Z = 3$) à Ne ($Z = 10$)	Couche L (2s, 2p)
3 ^{ème}	Na ($Z = 11$) à Ar ($Z = 18$)	Couche M partielle (3s, 3p)
4 ^{ème}	K ($Z = 19$) à Kr ($Z = 36$)	4s, 3d, 4p

2.3 Les grandes familles d'éléments

♣ Les familles importantes

- **Groupe 1 – Métaux alcalins** : Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
Config. externe : ns^1 (1 électron de valence). Très réactifs, réagissent vivement avec l'eau.
- **Groupe 2 – Métaux alcalino-terreux** : Be, Mg, Ca, Sr, Ba
Config. externe : ns^2 (2 électrons de valence). Réactifs, donnent des ions M^{2+} .
- **Groupe 17 – Halogènes** : F, Cl, Br, I, At
Config. externe : ns^2np^5 (7 électrons de valence). Très électronégatifs, forment ions X^- .
- **Groupe 18 – Gaz rares (nobles)** : He, Ne, Ar, Kr, Xe
Couche externe saturée ($8 e^-$, sauf He : $2 e^-$). Chimiquement inertes (ne réagissent presque pas).
- **Métaux de transition (groupes 3 à 12)** : Fe, Cu, Zn, Ni, Co, Mn, Cr...
Propriétés particulières : plusieurs degrés d'oxydation, colorations caractéristiques.

Activité 2.1 : Lire le tableau périodique ☉ 20 min

- Donne la période et le groupe de : Na, Mg, Cl, O, Fe, Ca.
- Quels éléments se trouvent dans le même groupe que le carbone (C, $Z = 6$) ?
- Comment évolue le caractère métallique le long d'une période (de gauche à droite) ?
- Dans quelle famille se trouvent F, Cl, Br ? Quelles propriétés communes ont-ils ?

Ta réponse :

2.4 Électropériodicité – Tendances du tableau

♣ Évolution des propriétés dans le tableau

Le long d'une période (de gauche à droite) :

- L'électronégativité **augmente**
- Le caractère métallique **diminue**
- Le rayon atomique **diminue** (le noyau attire plus fort les électrons)

Le long d'un groupe (de haut en bas) :

- L'électronégativité **diminue**
- Le caractère métallique **augmente**
- Le rayon atomique **augmente** (couches supplémentaires)

► Électropositivité et électronégativité

- **Électropositivité** : facilité d'un atome à **perdre** des électrons pour former un cation. Les métaux sont électropositifs. Ex. : $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$
- **Électronégativité** : facilité d'un atome à **gagner** des électrons pour former un anion. Les non-métaux sont électroneg. Ex. : $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$
- L'élément le plus électroneg. est le **fluor F** (échelle de Pauling : 4,0), suivi de O, N, Cl.

2.5 Règle de l'octet et valence

★ Règle de l'octet (et du duet)

Lors d'une réaction chimique, les atomes tendent à compléter leur dernière couche électronique :

- À **8 électrons** pour la plupart des éléments (**règle de l'octet**)
- À **2 électrons** pour H et He (**règle du duet**)

Cette règle explique : la formation des ions, les liaisons chimiques, la valence des éléments.

► Valence d'un élément

La **valence** d'un élément est le nombre de liaisons que son atome peut former, soit le nombre d'électrons échangés ou partagés lors d'une réaction.

Élément	Électrons de valence	Valence usuelle
H	1	1
O	6	2
N	5	3
C	4	4
F, Cl, Br, I (halogènes)	7	1
Na, K (alcalins)	1	1
Mg, Ca (alcalin-terreux)	2	2
Al	3	3

Activité 2.2 : Tableau périodique et propriétés ☺ 30 min

- Place les éléments suivants sur le schéma de tableau simplifié (4 périodes, 8 colonnes) : H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca
- Pour chaque élément, donne sa valence et l'ion qu'il forme : Na, Cl, O, Ca, Al.
- Classe les éléments suivants par électronégativité décroissante : C, F, H, Na, O, Cl.
- Pourquoi les gaz rares ne réagissent-ils presque jamais ?

Ta réponse :

Synthèse – Chapitre 2 : Classification périodique

1. Structure du tableau

- **7 périodes** (lignes) = couche électronique externe (numéro de période = numéro de couche)
- **18 groupes** (colonnes) = même nombre d'électrons de valence = propriétés similaires
- Classement par **Z croissant** (Moseley, 1913)

2. Familles à connaître

Famille	Groupe	e^- val.	Exemples
Métaux alcalins	1	1	Li, Na, K
Métaux alcalino-terreux	2	2	Be, Mg, Ca
Halogènes	17	7	F, Cl, Br
Gaz rares (nobles)	18	8 (ou 2 pour He)	He, Ne, Ar

3. Évolution dans le tableau

Propriété	→ Droite (même période)	↓ Bas (même groupe)
Électronégativité	Augmente	Diminue
Caractère métallique	Diminue	Augmente
Rayon atomique	Diminue	Augmente

4. Règle de l'octet

Tout atome tend à avoir **8 électrons** sur sa couche externe (2 pour H et He).

⇒ Explique la formation des ions, des liaisons, la valence.

5. Isotopes et masse atomique

Isotopes : même Z , A différents. La **masse atomique** (tableau) est la moyenne pondérée par l'abondance.

Exemple : $M(\text{Cl}) = 0,7577 \times 35 + 0,2423 \times 37 = 35,5 \text{ g/mol}$

Chapter 3

Liaisons chimiques

⌚ Durée estimée : 4h00

5 activités + synthèse

3.1 Définition générale

► Liaison chimique

Une **liaison chimique** est une interaction d'origine électrique entre atomes ou ions qui les unit au sein d'un édifice chimique (molécule, cristal, métal). Les liaisons chimiques résultent de la règle de l'octet : les atomes cherchent à compléter leur couche externe.

Il existe trois grands types de liaisons :

1. La **liaison ionique** (entre ions de charges opposées)
2. La **liaison covalente** (partage d'électrons)
3. La **liaison métallique** (propre aux métaux)

3.2 La liaison ionique

► Liaison ionique

La **liaison ionique** est due à l'attraction électrostatique entre un **cation** (charge positive) et un **anion** (charge négative). Elle se forme entre un métal électropositif et un non-métal électronégatif.

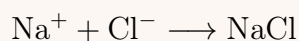
► Formation de NaCl – chlorure de sodium (sel de table)

Étape 1 : cession d'un électron de Na à Cl

Na ($Z = 11$) : $[\text{Ne}] 3s^1 \xrightarrow{-e^-} \text{Na}^+ : [\text{Ne}]$ (configuration du néon)

Cl ($Z = 17$) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \xrightarrow{+e^-} \text{Cl}^- : [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ (configuration de l'argon)

Étape 2 : attraction électrostatique Na^+ et Cl^-



Les ions s'organisent en **réseau cristallin cubique** : chaque Na^+ est entouré de 6 Cl^- et vice versa.

♣ Propriétés des composés ioniques

- **État solide** à température ambiante (réseau cristallin)
- **Température de fusion élevée** (ex. : NaCl fond à 801°C)
- **Conducteurs de l'électricité** à l'état fondu ou dissous dans l'eau (ions libres)
- **Souvent solubles dans l'eau** (dissolution : hydratation des ions)
- Formules : NaCl, MgO, CaCl₂, Al₂O₃, Na₂O, FeCl₃, KBr, CaF₂...

→ Écrire la formule d'un composé ionique

1. Identifier le cation et sa charge (M^{n+}) et l'anion et sa charge (X^{m-})
2. La formule est M_mX_n (les charges se neutralisent : $m \times n = m \times n$)
3. Simplifier si possible

Exemples : $\text{Al}^{3+} + \text{O}^{2-} \Rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ (car $2 \times 3 = 3 \times 2$) ; $\text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^- \Rightarrow \text{CaCl}_2$

Activité 3.1 : Liaisons ioniques et formules ⌚ 25 min

- Écris les équations de formation des ions pour : K et F ; Mg et O ; Al et Cl.
- Déduis les formules des composés ioniques formés dans chaque cas. Nomme-les.
- Complète le tableau :

Cation	Anion	Formule	Nom
Na ⁺	O ²⁻		
Ca ²⁺	F ⁻		
Fe ³⁺	Cl ⁻		
Al ³⁺	S ²⁻		

Ta réponse :

3.3 La liaison covalente

► Liaison covalente

La **liaison covalente** est une liaison due au **partage d'une paire d'électrons** (doublet liant) entre deux atomes. Elle se forme généralement entre deux atomes **non-métalliques**. Chaque atome apporte un électron au doublet partagé.

3.3.1 Schémas de Lewis

→ Représenter un schéma de Lewis en 4 étapes

1. Compter le total d'électrons de valence de tous les atomes
2. Former les liaisons (mettre les doublets liants entre atomes)
3. Distribuer les électrons restants en doublets non-liants sur chaque atome
4. Vérifier que chaque atome respecte la règle de l'octet (ou duet pour H)

► Schémas de Lewis des molécules simples

- **H₂** : H–H (1 doublet liant, 0 doublet libre ; chaque H a 2 e^- en couche : duet OK)
- **Cl₂** : Cl–Cl (1 liaison simple + 3 doublets libres sur chaque Cl : octet OK)
- **H₂O** : O central lié à 2 H ; O a 2 doublets libres + 2 liaisons = 8 e^- .
Molécule coudée (angle 104,5°).
- **NH₃** : N lié à 3 H ; N a 1 doublet libre + 3 liaisons = 8 e^- . Pyramidale.
- **CO₂** : O=C=O (2 doubles liaisons ; C : 8 e^- , O : 8 e^- OK). Linéaire.
- **N₂** : N≡N (triple liaison + 1 doublet libre sur chaque N)

Type de liaison	Représentation	Doublets li.	Exemples
Liaison simple	A–B	1	H ₂ , Cl ₂ , CH ₄
Liaison double	A=B	2	O ₂ , CO ₂ , C ₂ H ₄
Liaison triple	A≡B	3	N ₂ , C ₂ H ₂

3.3.2 Liaison covalente polaire

► Liaison covalente polaire et apolaire

- **Liaison apolaire** : les électrons sont partagés également (atomes identiques ou même électronégativité). Ex. : H–H, Cl–Cl, C–C.
- **Liaison polaire** : l'électronégativité différente des deux atomes attire le doublet liant vers l'atome plus électronég., créant des charges partielles δ^+ et δ^- .
Ex. : $\overset{\delta^+}{\text{H}} - \overset{\delta^-}{\text{Cl}}$ (H moins électronég. que Cl)

► Attention !

Liaison polaire $\neq$ molécule polaire ! Une molécule peut avoir des liaisons polaires mais être **apolaire** si les dipôles s'annulent par symétrie.

Ex. : CO₂ (linéaire, symétrique) → molécule apolaire malgré les liaisons C=O polaires.

Ex. : H₂O (coudée, asymétrique) → molécule **polaire** (dipolaire).

3.3.3 Liaison covalente coordinative (de coordinence)

► Liaison de coordinence

Une **liaison de coordinence** (ou dative) est une liaison covalente où les **deux électrons** du doublet liant sont fournis par le **même atome** (le donneur). Elle est notée par une flèche →.

Ex. : formation de NH₄⁺ : N de NH₃ donne son doublet libre à H⁺.



3.4 La liaison métallique

► Liaison métallique

Dans les métaux, les atomes cèdent leurs électrons de valence qui deviennent **libres** et forment un *gaz d'électrons délocalisé*. Les cations métalliques baignent dans ce gaz d'électrons.

♣ Propriétés des métaux (expliquées par la liaison métallique)

- **Bonne conductivité électrique** : les électrons libres transportent le courant
- **Bonne conductivité thermique** : les électrons transfèrent la chaleur
- **Luisance (brillance)** : les électrons libres interagissent avec la lumière
- **Malléabilité et ductilité** : les plans de cations peuvent glisser
- **Température de fusion élevée** (sauf exceptions : Hg est liquide à 25°C)

Activité 3.2 : Identifier les types de liaisons ☉ 30 min

- a) Pour chacun des composés suivants, indique le type de liaison (ionique, covalente simple/double/triple, ou métallique) :
 H_2O ; NaCl ; Fe ; N_2 ; MgO ; HCl ; CO_2 ; CaCl_2 ; Cu ; H_2O_2 ; NH_3 .
- b) Trace le schéma de Lewis de : H_2O , HCl , NH_3 , CH_4 , O_2 .
- c) La molécule HF est-elle polaire ? Justifie en utilisant les électronégativités (H : 2,1 ; F : 4,0).

Ta réponse :

3.5 Forces inter-moléculaires

► Forces inter-moléculaires (hors programme mais utiles)

En plus des liaisons covalentes (intra-moléculaires), il existe des interactions **entre** molécules :

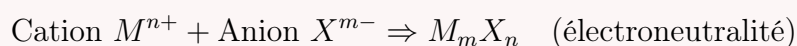
- **Liaison hydrogène** : attraction entre $\text{H } \delta^+$ d'une molécule et un atome électronég. (O, N, F) d'une autre. Très importante pour l'eau (explique ses propriétés exceptionnelles : point d'ébullition élevé, tension de surface, densité maximum à 4°C).
- **Forces de Van der Waals** : interactions faibles entre toutes les molécules. Plus la molécule est grande, plus elles sont fortes.

Synthèse – Chapitre 3 : Liaisons chimiques

1. Types de liaisons

Liaison	Mécanisme	Entre...	Exemples
Ionique	Transfert e^- (cation + anion)	Métal + non-métal	NaCl, MgO, CaF ₂
Covalente	Partage doublet liant	Non-métaux	H ₂ O, CO ₂ , NH ₃
Métallique	Gaz d' e^- délocalisés	Atomes métalliques	Fe, Cu, Al

2. Formules de composés ioniques (règle)



3. Schémas de Lewis – à connaître

Molécule	Lewis simplifié	Géométrie	Polaire ?
H ₂ O	O avec 2 liaisons + 2 doublets libres	Coudée	OUI
NH ₃	N avec 3 liaisons + 1 doublet libre	Pyramidale	OUI
CO ₂	O=C=O	Linéaire	NON
CH ₄	C avec 4 liaisons	Tétraédrique	NON
HCl	H-Cl avec 3 doublets libres sur Cl	Linéaire	OUI

4. Propriétés comparées

Propriété	Ionique	Covalente	Métallique
État à 25°C	Solide cristallin	Gaz, liquide, solide	Solide (sauf Hg)
T_f	Élevée	Variable (basse/élevée)	Élevée (en gén.)
Conductivité (e^-)	Non (solide) / Oui (fondu)	Non	OUI
Solubilité dans eau	Souvent oui	Variable	Faible

Chapter 4

Réactions chimiques et Calculs stœchiométriques

⦿ **Durée estimée** : 5h00

6 activités + synthèse

4.1 Transformation physique et chimique

► Transformation physique

Une **transformation physique** modifie l'état ou l'aspect d'un corps **sans changer sa nature chimique**. Elle est **réversible**. Ex. : fusion (glace $\rightarrow$ eau), dissolution du sucre (récupérable par évaporation), vaporisation de l'alcool.

► Réaction chimique (transformation chimique)

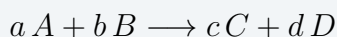
Une **réaction chimique** est une transformation au cours de laquelle des espèces chimiques (**réactifs**) disparaissent pour donner de nouvelles espèces (**produits**) dont la nature est différente. Les atomes sont réarrangés – ils ne sont ni créés ni détruits.

Signes révélateurs : changement de couleur, dégagement de gaz, précipité, émission de lumière ou de chaleur, odeur.

4.2 Équation bilan d'une réaction chimique

► Équation bilan

L'**équation bilan** exprime qualitativement (quelles espèces) et quantitativement (en quelles proportions) les transformations d'une réaction chimique.



Les nombres a, b, c, d sont les **coefficients stœchiométriques** (entiers, les plus petits possibles).

→ Équilibrer une équation bilan en 5 étapes

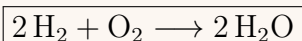
1. Écrire les formules correctes de tous les réactifs et produits
2. Compter les atomes de chaque élément dans chaque membre
3. Commencer par l'élément le moins fréquent (sauf H et O, garder pour la fin)
4. Ajuster les coefficients (sans modifier les indices !)

5. Vérifier l'égalité des masses (loi de Lavoisier) et des charges

▷ Équilibrage d'équations bilan

- Combustion de l'hydrogène : $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

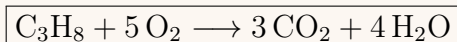
Bilan O : gauche=2, droite=1 $\Rightarrow$ multiplier H_2O par 2 :



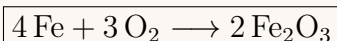
Vérif : H : 4=4 ✓ ; O : 2=2 ✓

- Combustion du propane : $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

C : 3 $\Rightarrow$ coeff. 3 devant CO_2 ; H : 8 $\Rightarrow$ coeff. 4 devant H_2O ; O : $3 \times 2 + 4 \times 1 = 10$, donc 5 O_2 :



- Formation de Fe_2O_3 (oxydation du fer) : $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$



★ Loi de conservation de la masse (Lavoisier)

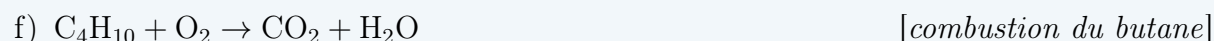
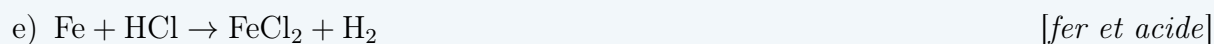
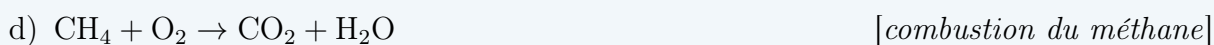
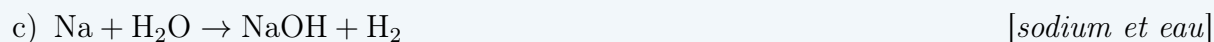
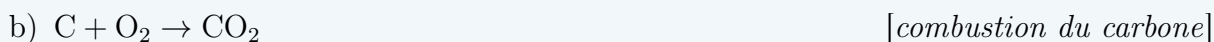
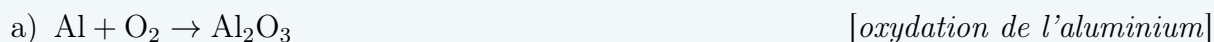
Au cours d'une réaction chimique, la masse totale des réactifs consommés est égale à la masse totale des produits formés.

$$\sum m_{\text{réactifs}} = \sum m_{\text{produits}}$$

Cette loi traduit le fait que les atomes sont simplement réarrangés, jamais créés ni détruits.

Activité 4.1 : Équilibrer des équations bilan ☉ 25 min

Équilibre les équations suivantes :



Ta réponse :

4.3 La mole – Quantité de matière

► La mole

La **mole** (symbole : mol) est l'unité de quantité de matière du système international. Une mole contient exactement $6,022 \times 10^{23}$ entités élémentaires (atomes, molécules, ions, électrons...).

Ce nombre est appelé **constante d'Avogadro** : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

★ Masse molaire

La **masse molaire** M (g/mol) est la masse d'une mole d'entités.

Pour un élément simple : M se lit directement dans le tableau périodique (en g/mol).

Pour une molécule : $M = \sum$ (masses molaires atomiques des atomes constituants).

Formule	↔	Relation
$n = \frac{m}{M}$		n (mol), m (g), M (g/mol)
$m = n \times M$		masse en grammes
$M = \frac{m}{n}$		masse molaire

► Calculs de masse molaire et de quantité de matière

Masses molaires atomiques à connaître (g/mol) : H=1 ; C=12 ; N=14 ; O=16 ; Na=23 ; Mg=24 ; Al=27 ; S=32 ; Cl=35,5 ; K=39 ; Ca=40 ; Fe=56 ; Cu=63,5

- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$
- $M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$
- $M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$
- $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100 \text{ g/mol}$
- Masse de 2 mol de H_2O : $m = 2 \times 18 = 36 \text{ g}$

- $n(\text{NaCl})$ dans 117 g : $n = \frac{117}{58,5} = 2 \text{ mol}$

4.4 Volume molaire et lois des gaz

★ Volume molaire des gaz (Loi d'Avogadro-Ampère)

À température et pression données, **une mole de tout gaz occupe le même volume**, appelé **volume molaire** V_m .

- Conditions Normales de Température et Pression (CNTP : $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$) : $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$
- Conditions Standard (CS : $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$) : $V_m \approx 24,5 \text{ L/mol}$

$$\boxed{n = \frac{V}{V_m}} \quad \text{ou} \quad V = n \times V_m$$

★ Loi de Boyle-Mariotte – à température constante

Pour une masse donnée de gaz à **température constante** :

$$\boxed{P \times V = \text{constante}} \quad \Leftrightarrow \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

La pression et le volume sont **inversement proportionnels** : si la pression double, le volume est divisé par 2.

★ Loi de Gay-Lussac – à pression constante

Pour une masse donnée de gaz à **pression constante** :

$$\boxed{\frac{V}{T} = \text{constante}} \quad \Leftrightarrow \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

avec T en **Kelvin** : $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$.

Volume et température (absolue) sont **directement proportionnels**.

★ Loi de Charles – à volume constant

Pour une masse donnée de gaz à **volume constant** :

$$\boxed{\frac{P}{T} = \text{constante}} \quad \Leftrightarrow \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

★ Équation des gaz parfaits

En combinant les trois lois :

$$\boxed{PV = nRT}$$

où : P = pression (Pa), V = volume (m^3), n = quantité de matière (mol), T = température

(K), $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

En unités pratiques : P (atm), V (L), n (mol), T (K), $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

▷ Applications des lois des gaz

a) **Loi de Boyle-Mariotte** : Un gaz occupe 2 L sous 3 atm. Quel est son volume sous 6 atm (même T) ?

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{3 \times 2}{6} = 1 \text{ L}$$

b) **Gaz parfaits – masse molaire** : Un gaz a pour densité $d = 1,52$ par rapport à l'air ($M_{\text{air}} = 29 \text{ g/mol}$). Sa masse molaire :

$$M = d \times M_{\text{air}} = 1,52 \times 29 = 44,1 \text{ g/mol} \quad (\text{CO}_2!)$$

c) **Volume d'un gaz à la CNTP** : 1 mol de N_2 occupe 22,4 L. 14 g de N_2 ($n = 14/28 = 0,5 \text{ mol}$) occupe :

$$V = 0,5 \times 22,4 = 11,2 \text{ L}$$

4.5 Calculs stœchiométriques

→ Méthode de calcul stœchiométrique universelle

1. Écrire et équilibrer l'équation bilan
2. Identifier les données : quelle substance ? quelle quantité ?
3. Calculer les quantités de matière ($n = m/M$ ou $n = V/V_m$)
4. Utiliser les **proportions stœchiométriques** (coefficients de l'équation)
5. Calculer la masse ou le volume cherché

▷ Calcul stœchiométrique complet – Combustion du carbone

On brûle 12 g de carbone pur dans un excès d'oxygène. Quelle masse de CO_2 est produite ?

Étape 1 : $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

Étape 2 : $n(\text{C}) = \frac{12}{12} = 1 \text{ mol}$

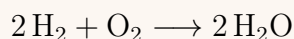
Étape 3 : D'après l'équation, 1 mol de C donne 1 mol de CO_2 (coefficients 1 : 1)

$n(\text{CO}_2) = 1 \text{ mol}$

Étape 4 : $m(\text{CO}_2) = n \times M = 1 \times 44 = \boxed{44 \text{ g}}$

▷ Réactif limitant – exemple complet

On fait réagir 4 g de H_2 avec 32 g d' O_2 :



$n(\text{H}_2) = 4/2 = 2 \text{ mol}$; $n(\text{O}_2) = 32/32 = 1 \text{ mol}$

Pour consommer 2 mol de H_2 , il faut $2/2 = 1 \text{ mol}$ de O_2 (coefficient stœch. : $\text{O}_2/\text{H}_2 = 1/2$).

On a exactement 1 mol O_2 : le mélange est stœchiométrique ! Les deux réactifs s'épuisent en même temps.

$$n(H_2O) = 2 \text{ mol} \Rightarrow m(H_2O) = 2 \times 18 = 36 \text{ g}$$

Activité 4.2 : Calculs stœchiométriques ☉ 40 min

- On brûle 44 g de propane C_3H_8 . Écris l'équation de combustion complète. Calcule la masse de CO_2 et le volume d'eau (liquide, $\rho = 1 \text{ g/mL}$) produits.
- On réagit 10,8 g d'aluminium avec un excès d'acide chlorhydrique selon : $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$
Calcule le volume de H_2 dégagé (CNTP, $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$).
- Un gaz X de densité $d = 2,21$ par rapport à l'air est un halogène. Identifie ce gaz.
- Un ballon de gaz sous 2 atm et 300 K a un volume de 5 L. Quel volume aura-t-il à 600 K sous 4 atm ?

Ta réponse :

Synthèse – Chapitre 4 : Réactions chimiques

1. Équation bilan

a Réactifs $\rightarrow$ b Produits ; coefficients stœch. entiers, équilibrés (atomes et charges conservés).

2. Formules clés

Grandeur	Formule	Unités
Quantité de matière	$n = m/M$	mol, g, g/mol
Volume (gaz CNTP)	$n = V/22,4$	mol, L
Masse	$m = n \times M$	g
Avogadro	$N = n \times N_A$	entités, mol

3. Lois des gaz

Loi	Condition	Équation	Mémorisation
Boyle-Mariotte	$T = \text{cte}$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$	$PV = \text{cte}$
Gay-Lussac	$P = \text{cte}$	$V_1/T_1 = V_2/T_2$	$V/T = \text{cte}$
Charles	$V = \text{cte}$	$P_1/T_1 = P_2/T_2$	$P/T = \text{cte}$
Gaz parfaits	Général	$PV = nRT$	$R = 8,314 \text{ SI}$

4. Méthode stœchiométrique

Schéma systématique :

$$\text{Donnée (masse/volume)} \xrightarrow{M \text{ ou } V_m} n_{\text{donné}} \xrightarrow{\text{coefficients}} n_{\text{cherché}} \xrightarrow{M \text{ ou } V_m} \text{Résultat}$$

5. Masses molaires importantes (g/mol)

H = 1 ; C = 12 ; N = 14 ; O = 16 ; Na = 23 ; Al = 27 ; S = 32 ; Cl = 35,5 ; Ca = 40 ;
Fe = 56 ; Cu = 63,5

Chapter 5

Solutions aqueuses et concentrations

⊙ Durée estimée : 4h00

5 activités + synthèse

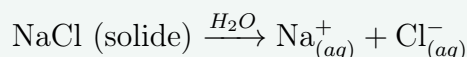
5.1 Généralités sur les solutions

► Solution, solvant, soluté

- Une **solution** est un mélange homogène formé par un **soluté** dissous dans un **solvant**.
- Le **solvant** est la substance en plus grande quantité (souvent l'eau).
- Le **soluté** est la substance dissoute (sel, sucre, acide...).
- **Solution aqueuse** : le solvant est l'eau. C'est le type le plus important en chimie.

♠ Dissolution – Exemple du chlorure de sodium NaCl

Quand on dissout NaCl dans l'eau :



Les ions Na^+ et Cl^- sont **hydratés** (entourés de molécules d'eau orientées). La solution conduit l'électricité (ions libres).

► Solubilité et solution saturée

La **solubilité** d'un soluté est la masse maximale (en g) qu'on peut dissoudre dans 100 mL (ou 1 L) de solvant à une température donnée. Quand on dépasse cette limite, la solution est **saturée** et le soluté excédentaire ne se dissout plus.

5.2 Concentration massique

★ Concentration massique C_m

La **concentration massique** C_m est la masse de soluté dissous par unité de volume de solution :

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad (\text{en g/L ou g/mL})$$

avec m en grammes et V en litres (ou mL).

► Calculs de concentration massique

- On dissout 5 g de NaCl dans assez d'eau pour obtenir 500 mL de solution.
 $C_m = \frac{5}{0,5} = \boxed{10 \text{ g/L}}$
- Une solution de glucose a $C_m = 20 \text{ g/L}$. Quelle masse de glucose dans 250 mL ?
 $m = C_m \times V = 20 \times 0,25 = \boxed{5 \text{ g}}$
- Le sérum physiologique contient 9 g/L de NaCl (isotonique au sang). Dans 500 mL (poche de perfusion) : $m = 9 \times 0,5 = 4,5 \text{ g}$ de NaCl.

5.3 Concentration molaire

★ Concentration molaire (molaire) C ou C_M

La **concentration molaire** (ou molarité) C est la quantité de matière de soluté par unité de volume de solution :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad (\text{en mol/L ou M})$$

Relation avec la concentration massique : $C = \frac{C_m}{M}$

► Calculs de concentration molaire

- La solution de NaCl à $C_m = 10 \text{ g/L}$: $C = \frac{C_m}{M(\text{NaCl})} = \frac{10}{58,5} = \boxed{0,171 \text{ mol/L}}$
- On veut préparer 1 L d'une solution de H_2SO_4 à $C = 0,5 \text{ mol/L}$. Quelle masse ?
 $n = C \times V = 0,5 \times 1 = 0,5 \text{ mol}$; $m = n \times M = 0,5 \times 98 = \boxed{49 \text{ g}}$
- Concentration molaire de la solution de sérum ($C_m = 9 \text{ g/L}$ de NaCl) : $C = 9/58,5 = 0,154 \text{ mol/L} \approx 0,154 \text{ M}$.

5.4 Titre massique et densité

► Titre massique t et densité d

Le **titre massique** t (ou fraction massique) est la fraction (de 0 à 1) ou le pourcentage de soluté dans la solution :

$$t = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \quad (\text{ou } \% \text{ en masse si } \times 100)$$

La **densité** d d'une solution est le rapport de sa masse volumique à celle de l'eau ($\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$) :

$$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} \quad \Rightarrow \quad C_m = t \times d \times 1000 \quad (\text{en g/L})$$

▷ Acide sulfurique concentré

L'acide sulfurique concentré commercial : $d = 1,84$ et $t = 96\% = 0,96$.

$$C_m = 0,96 \times 1,84 \times 1000 = 1766,4 \text{ g/L}$$

$$C = \frac{C_m}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1766,4}{98} = \boxed{18 \text{ mol/L}}$$

Cet acide est donc très concentré : il faut le manipuler avec extrême précaution !

5.5 Dilution

★ Relation de dilution

Diluer consiste à ajouter du solvant à une solution. La quantité de soluté ne change pas :

$$\boxed{C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2} \quad (\text{ou } n_1 = n_2)$$

avec 1 = solution initiale (mère) et 2 = solution finale (diluée).

Le **facteur de dilution** : $F = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1}$

→ Préparer une solution par dilution

1. Calculer $V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1}$ (volume de solution mère à prélever)
2. Verser V_1 dans une fiole jaugée de volume V_2
3. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
4. Agiter pour homogénéiser

▷ Dilution d'une solution

On veut préparer 500 mL de HCl à 0,1 mol/L à partir d'une solution mère de HCl à 5 mol/L.

$$V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1} = \frac{0,1 \times 500}{5} = 10 \text{ mL} \quad (\text{facteur de dilution } F = 50)$$

On prélève 10 mL de HCl conc. et on complète à 500 mL avec de l'eau.

IMPORTANT : toujours ajouter l'acide à l'eau, JAMAIS l'inverse !

Activité 5.1 : Solutions et concentrations ☉ 35 min

- a) On dissout 11,7 g de NaCl dans de l'eau pour obtenir 200 mL de solution. Calcule C_m et C (concentrations massique et molaire).
- b) Une solution d'acide chlorhydrique HCl a $C = 0,5 \text{ mol/L}$. Quel volume de solution contient 0,25 mol de HCl ?
- c) On veut préparer 1 L de solution de NaOH à $C = 0,1 \text{ mol/L}$. Quelle masse de NaOH (solide) peser ? ($M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$)
- d) On dilue 20 mL d'acide acétique ($C = 2 \text{ mol/L}$) à 200 mL. Quelle est la nouvelle concentration ?

- e) Le sérum glucosé contient 50 g de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $M = 180 \text{ g/mol}$) par litre. Calcule C .

Ta réponse :

Synthèse – Chapitre 5 : Solutions aqueuses

1. Vocabulaire

Terme	Définition
Solution	Mélange homogène soluté + solvant
Solution aqueuse	Solvant = eau
Solution saturée	Concentration maximale atteinte

2. Concentrations – formules

Grandeur	Formule	Unité
Conc. massique	$C_m = m/V$	g/L
Conc. molaire	$C = n/V$	mol/L
Relation	$C = C_m/M$	
Titre massique	$t = m_{\text{sol}}/m_{\text{soln}}$	sans unité (ou %)
Densité	$d = \rho_{\text{soln}}/\rho_{\text{eau}}$	sans unité

3. Dilution

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad (n_{\text{soluté}} = \text{const.})$$

Toujours ajouter l'acide à l'eau ! (JAMAIS l'inverse – réaction violente)

4. Calcul de masse à dissoudre

$$m = C \times V \times M \quad (\text{pour préparer } V \text{ litres à concentration } C)$$

Chapter 6

pH, Acides et Bases – Théorie de Brønsted

⌚ Durée estimée : 5h00

6 activités + synthèse

6.1 Définitions de Brønsted-Lowry

► Acide et base selon Brønsted (1923)

- Un **acide de Brønsted** est une espèce chimique capable de **céder un proton H^+** (donor).
 $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$
- Une **base de Brønsted** est une espèce chimique capable d'**accepter un proton H^+** (accepteur).
 $B + H^+ \rightleftharpoons BH^+$

► Couple acide/base conjugué

Un **couple acide/base conjugué** HA/A^- est défini par l'équilibre :



L'acide (HA) et la base conjuguée (A^-) diffèrent d'un seul proton H^+ .

► Couples acide/base importants

Couple	Acide	Base conjuguée
HCl/Cl^-	Acide chlorhydrique (fort)	Ion chlorure
H_2SO_4/HSO_4^-	Acide sulfurique (fort)	Ion hydrogénosulfate
CH_3COOH/CH_3COO^-	Acide acétique (faible)	Ion acétate
H_2CO_3/HCO_3^-	Acide carbonique (faible)	Ion bicarbonate
NH_4^+/NH_3	Ion ammonium	Ammoniac
H_3O^+/H_2O	Ion oxonium	Eau
H_2O/OH^-	Eau	Ion hydroxyde

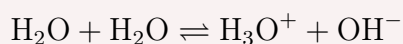
► Attention !

L'eau est **amphotère** : elle peut être acide (**couple H_2O/OH^-**) ou base (**couple H_3O^+/H_2O**) selon son partenaire. C'est une propriété fondamentale !

6.2 Autoprotolyse de l'eau et produit ionique K_e

★ Autoprotolyse de l'eau

L'eau réagit avec elle-même :



À 25°C, le **produit ionique de l'eau** :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Dans l'eau pure : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$.

6.3 Le pH

★ Définition du pH

Le **pH** (potentiel hydrogène) est défini par :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Inversement : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$.

Échelle de pH (à 25°C) :

$$\underbrace{0 \quad \dots \quad 6,9}_{\text{Acide}} \quad \underbrace{7}_{\text{Neutre}} \quad \underbrace{7,1 \quad \dots \quad 14}_{\text{Basique (alcalin)}}$$

Solution	pH (approx.)	Car.
HCl concentré	~ 0	Acide fort
Suc gastrique (estomac)	1,5–2,5	Acide
Vinaigre	~ 3	Acide faible
Jus de citron	$\sim 2,5$	Acide
Pluie normale	5,6	Lég. acide
Eau pure	7	Neutre
Sang humain	7,35–7,45	Lég. basique
Eau de mer	~ 8	Basique
Eau de Javel	~ 12	Basique fort
NaOH concentré	14	Basique fort

6.4 Acides et bases forts – Acides et bases faibles

► Acide/base fort(e) et faible

- **Acide fort** : se dissocie totalement en solution aqueuse.
Ex. : HCl, HNO₃, H₂SO₄, HBr, HClO₄ ; réaction complète : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- **Acide faible** : se dissocie partiellement (équilibre).
Ex. : CH₃COOH, H₂CO₃, HF, H₃PO₄ ; équilibre partiel avec constante K_a
- **Base forte** : se dissocie totalement.
Ex. : NaOH, KOH, Ca(OH)₂ ; $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- **Base faible** : se dissocie partiellement.
Ex. : NH₃, amines ; $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

→ Calcul de pH des solutions

Acide fort à concentration C :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C \times a \quad (a = \text{nombre de H}^+ \text{ libérés par molécule})$$

$$\text{pH} = -\log(C \times a)$$

Exemples : HCl à $C = 0,01 \text{ mol/L}$: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 \text{ mol/L}$, $\text{pH} = -\log(0,01) = 2$

H₂SO₄ à $C = 0,01 \text{ mol/L}$: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 0,01 = 0,02 \text{ mol/L}$, $\text{pH} = -\log(0,02) = 1,7$

Base forte à concentration C :

$$[\text{OH}^-] = C \times b \quad (b = \text{nombre de OH}^- \text{ libérés})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{C \times b}$$

$$\text{pH} = 14 + \log(C \times b)$$

Exemple : NaOH à $C = 10^{-3} \text{ mol/L}$: $\text{pH} = 14 + \log(10^{-3}) = 14 - 3 = 11$

► Calculs de pH – exemples complets

a) Solution de HNO₃ à $C = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ (acide fort, 1 H⁺/mol) :

$$\text{pH} = -\log(5 \times 10^{-3}) = -\log 5 - \log 10^{-3} = -0,699 + 3 = \boxed{2,3}$$

b) Solution de NaOH à $C = 0,01 \text{ mol/L}$:

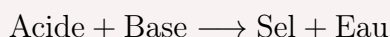
$$[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log(0,01) = 14 - 2 = \boxed{12}$$

c) Eau pure : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$, $\text{pH} = 7$. $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$. $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

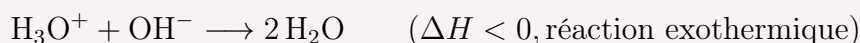
6.5 Réaction de neutralisation

★ Réaction acide-base (neutralisation)

La réaction entre un acide et une base s'appelle **neutralisation**. Elle produit un sel et de l'eau :



En termes ioniques (pour un acide fort et une base forte) :



▷ Réactions de neutralisation courantes

- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (acide chlorhydrique + soude $\rightarrow$ sel de table + eau)
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ (vinaigre + soude $\rightarrow$ acétate de sodium)

6.6 Dosage acido-basique (titrage)

→ Dosage acido-basique – Méthodologie

1. On verse progressivement une solution de concentration connue (le **titrant**) dans une autre solution de concentration inconnue (le **titré**).
2. On détecte le **point d'équivalence** (neutralisation totale) grâce à un **indicateur coloré** (phénolphthaléine, bleu de bromothymol...) ou grâce à un pH-mètre.
3. À l'équivalence, les quantités de matière de l'acide et de la base sont en proportion stœchiométrique.

$$\boxed{\frac{C_A \times V_A}{a} = \frac{C_B \times V_B}{b}} \quad \text{où } a, b = \text{coefficients stœch.}$$

▷ Dosage de l'acide chlorhydrique

On titre 10 mL de HCl de concentration inconnue par du NaOH à $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$. L'équivalence est atteinte après versement de $V_B = 15 \text{ mL}$ de NaOH.

Réaction : $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (coefficients 1:1)

À l'équivalence : $C_A \times V_A = C_B \times V_B$

$$C_A = \frac{C_B \times V_B}{V_A} = \frac{0,1 \times 15}{10} = \boxed{0,15 \text{ mol/L}}$$

Activité 6.1 : pH et neutralisation ☉ 40 min

- Calcule le pH de : HCl à 10^{-3} mol/L ; H_2SO_4 à 5×10^{-3} mol/L ; NaOH à 0,01 mol/L ; KOH à 10^{-4} mol/L.
- Dans un verre, on mélange 200 mL de HCl à 0,2 mol/L et 100 mL de NaOH à 0,1 mol/L. Calcule la quantité de chaque espèce. La solution finale est-elle acide, basique ou neutre ?
- Pour neutraliser 20 mL de H_2SO_4 à 0,05 mol/L, quel volume de NaOH à 0,1 mol/L faut-il ?
- Un litre de vinaigre contient 60 g d'acide acétique CH_3COOH ($M = 60$ g/mol). Calcule sa concentration molaire.

Ta réponse :

Synthèse – Chapitre 6 : pH, Acides et Bases**1. Définitions de Brønsted**

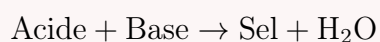
Espèce	Rôle	Exemple
Acide (HA)	Cède H^+	HCl, CH_3COOH , H_2SO_4
Base (B)	Accepte H^+	NaOH, NH_3 , CH_3COO^-

2. Échelle de pH

- pH < 7 : milieu acide ($[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$)
- pH = 7 : milieu neutre ($[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$)
- pH > 7 : milieu basique ($[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$)

3. Calculs de pH – à maîtriser

Type	Formule
Acide fort (C mol/L)	$\text{pH} = -\log(C \times a)$
Base forte (C mol/L)	$\text{pH} = 14 + \log(C \times b)$
Eau pure	$\text{pH} = 7$
Relation fondamentale	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$

4. Neutralisation

À l'équivalence : $C_A V_A / a = C_B V_B / b$ (rapports stœchiométriques)

5. Produit ionique de l'eau

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (25^\circ\text{C})$$

Chapter 7

Oxydo-réduction (notions de base)

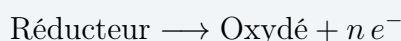
⊙ Durée estimée : 4h00

5 activités + synthèse

7.1 Définitions fondamentales

► Oxydation et réduction

- **Oxydation** : perte d'électrons par une espèce (son degré d'oxydation augmente)



- **Réduction** : gain d'électrons par une espèce (son degré d'oxydation diminue)



- Les deux processus sont **toujours simultanés** : il n'y a pas de réduction sans oxydation.

Mémorisation : **O**Á – **R**ÉdC (Oxydation : Accepte électrons / Réduction : Donne électrons... non, l'inverse !)

Astuce : **LEO** the lion says **GER** : **L**oses **E**lectrons = **O**xidized ; **G**ains **E**lectrons = **R**educed

► Oxydant et réducteur

- **Oxydant** : espèce qui **gagne** des électrons (et est elle-même réduite).
Exemples : O_2 , Cl_2 , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, H^+ , Fe^{3+} , Cu^{2+}
- **Réducteur** : espèce qui **perd** des électrons (et est elle-même oxydée).
Exemples : métaux (Fe, Zn, Na, Al), H_2 , Fe^{2+} , I^- , SO_2
- Chaque couple rédox est représenté par : **Ox/Red** (oxydant/réducteur)
Ex. : Fe^{2+}/Fe , Cu^{2+}/Cu , Zn^{2+}/Zn , $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

7.2 Degré (nombre) d'oxydation

★ Règles de détermination du degré d'oxydation (DO)

1. Dans un élément pur : $\text{DO} = 0$ (ex. : Fe, O₂, H₂)
2. Ion monoatomique : $\text{DO} = \text{charge de l'ion}$ (ex. : $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{DO}(\text{Fe}) = +2$)
3. Hydrogène : $\text{DO} = +1$ (sauf hydrures métalliques : -1)
4. Oxygène : $\text{DO} = -2$ (sauf F₂O : -1 ; peroxydes : -1)
5. La somme des DO dans une molécule = 0 ; dans un ion polyatomique = charge.

▷ Calcul des degrés d'oxydation

- Dans SO₄²⁻ : $4 \times (-2) + \text{DO}(\text{S}) = -2 \Rightarrow \text{DO}(\text{S}) = +6$
- Dans MnO₄⁻ : $4 \times (-2) + \text{DO}(\text{Mn}) = -1 \Rightarrow \text{DO}(\text{Mn}) = +7$
- Dans Cr₂O₇²⁻ : $7 \times (-2) + 2 \times \text{DO}(\text{Cr}) = -2 \Rightarrow \text{DO}(\text{Cr}) = +6$
- Dans H₂O : $\text{DO}(\text{H}) = +1$, $\text{DO}(\text{O}) = -2$; bilan : $2(+1) + (-2) = 0$ ✓
- Dans Fe₂O₃ : $3 \times (-2) + 2 \times \text{DO}(\text{Fe}) = 0 \Rightarrow \text{DO}(\text{Fe}) = +3$

7.3 Demi-équations électroniques

→ Écrire une demi-équation électronique

1. Écrire l'espèce oxydante à gauche et réduite à droite (ou l'inverse)
2. Équilibrer les atomes (sauf H et O)
3. Équilibrer O par H₂O
4. Équilibrer H par H⁺ (en milieu acide)
5. Équilibrer les charges électriques en ajoutant des e⁻

▷ Demi-équations électroniques importantes

- Fe²⁺/Fe : $\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$ (Fe se réduit)
- Cu²⁺/Cu : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$
- Zn²⁺/Zn : $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$
- 2H⁺/H₂ : $2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$
- Cl₂/Cl⁻ : $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$

- $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$: $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$
- $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ (milieu acide) : $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

7.4 Équation bilan d'une réaction d'oxydoréduction

→ Combiner les demi-équations

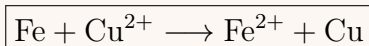
1. Écrire la demi-équation d'oxydation (réducteur perd n électrons)
2. Écrire la demi-équation de réduction (oxydant gagne m électrons)
3. Multiplier pour égaliser le nombre d'électrons échangés (PPCM)
4. Additionner membre à membre (les e^- se simplifient !)
5. Vérifier la conservation des atomes et des charges

▷ Réaction $\text{Fe} + \text{CuSO}_4$

Démi-équations :

- Oxydation ($\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$) : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$
- Réduction ($\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$) : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

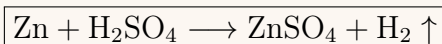
Addition ($2e^-$ de chaque côté) :



Observation : un clou de fer dans une solution de sulfate de cuivre se recouvre d'un dépôt de cuivre rouge.

▷ Réaction $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$

- Oxydation : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$
- Réduction : $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$



Observation : dégagement de bulles de dihydrogène H_2 et dissolution du zinc.

Activité 7.1 : Oxydo-réduction ☉ 30 min

- Calcule le degré d'oxydation des éléments soulignés : $\underline{\text{S}}\text{O}_3$; $\underline{\text{N}}\text{O}_3^-$; $\text{K}\underline{\text{Mn}}\text{O}_4$; $\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7^{2-}$; H_2O_2 .
- Écris les demi-équations électroniques pour : Al/Al^{3+} ; Cl_2/Cl^- ; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.
- Combine les demi-équations pour écrire les équations bilan de :

a) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; b) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$; c) $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \text{ (conc.)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

d) Dans la réaction : $2 \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$; identifie l'oxydant et le réducteur.

Ta réponse :

7.5 Applications de l'oxydo-réduction

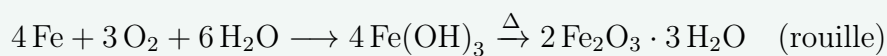
♠ Piles électrochimiques

Une pile électrochimique convertit l'énergie chimique en énergie électrique par une réaction redox spontanée. La **pile Daniell** ($\text{Zn}/\text{ZnSO}_4 \parallel \text{CuSO}_4/\text{Cu}$) est l'exemple classique :

- Anode (−) : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ (oxydation) FÉM = 1,10 V
- Cathode (+) : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$ (réduction)
- Bilan : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

♠ Corrosion des métaux et protection

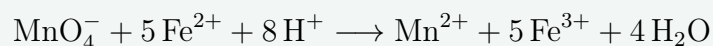
La rouille du fer est une réaction d'oxydation :



Protections : peinture, galvanisation (couche de Zn), anodes sacrificielles, acier inoxydable (alliage Cr-Ni), cathodique (courant électrique).

♠ Dosages redox (permanganimétrie, iodéométrie)

En laboratoire, on dose les ions Fe^{2+} par le permanganate de potassium KMnO_4 :



KMnO_4 est son propre indicateur (violet $\rightarrow$ incolore à l'équivalence).

Synthèse – Chapitre 7 : Oxydo-réduction

1. Vocabulaire fondamental

Terme	Définition	Exemple
Oxydation	Perte d'électrons	$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$
Réduction	Gain d'électrons	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$
Oxydant	Gagne des e^- (est réduit)	Cu^{2+} , O_2 , MnO_4^-
Réducteur	Perd des e^- (est oxydé)	Fe , Zn , H_2

2. Degré d'oxydation – règles rapides

O = -2 ; H = +1 ; somme dans une molécule = 0 ; somme dans un ion = charge.

3. Méthode des demi-équations

Couple	Demi-équation de réduction
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
$2\text{H}^+/\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$

4. Construction de l'équation bilan

Égaliser les e^- échangés puis additionner les demi-équations. Les e^- se simplifient !

5. Applications

Piles (énergie électrique), électrolyse (dépôt de métaux), corrosion, dosages en labo.