


Nom et prénom :

 Année académique 2025-2026 Session juin 2026	Cursus TLM Bloc1 – Q1 UE1 LM02 2025-2026	Date : 29 mai 2026 / 85
Examen de sciences chimiques	Enseignant(s) : L.Denil + MF Ghuyesen	Classe : 1° Groupe : Tous

Durée : 3 heures — Répondre dans l'ordre des questions

Question 1 (/5) — Pour chacune des formules suivantes, donner le(s) nom(s) et la formule générale du composé et la fonction.

Correction et barème — Q1 — Nomenclature

Élément attendu	Détails de la réponse	Points
Ca(OH)_2	Hydroxyde de calcium ; Hydroxyde ou base, MOH	1
H_3PO_3	Acide phosphoreux ou phosphite d'hydrogène ; Acide ternaire, HM'O	1
N_2O_5	Hémipentoxyde d'azote ; Oxyde acide ; M'O	1
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfate d'aluminium ; Sel ternaire ; MM'O	1
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Dichromate de potassium ; Sel ternaire, MM'O	1
Total		5

Nom et prénom :

Question 2 (/5) — Pour chacun des composés suivants, donner la formule chimique et la fonction chimique et la formule générale.

Correction et barème — Q2 — Formule et fonction

Élément attendu	Détails de la réponse	Points
Chlorure de sodium	NaCl ; sel binaire ; MM'	1
Oxyde de fer (III)	Fe ₂ O ₃ ; oxyde métallique ou basique ; MO	1
Permanganate d'ammonium	NH ₄ MnO ₄ ; sel ternaire ; MM'O	1
Hydrogénocarbonate de potassium	KHCO ₃ ; hydrogénosel, MHM'O	1
Acide bromhydrique	HBr ; acide binaire ; HM'	1
Total		5

Question 3 (/8) — Préparation de solutions : dilution

Dans un service de réanimation, on prépare une solution de perfusion contenant des ions calcium Ca^{2+} . On dispose de chlorure de calcium dihydraté.

On dissout 1,47 g de chlorure de calcium dihydraté dans une poche de perfusion de volume final 250,0 ml. On obtient une solution S1 utilisée comme solution "concentrée".

Pour un patient, on prépare une solution de perfusion plus diluée : on prélève 50,0 ml de S1 que l'on dilue à 500,0 ml dans une autre poche : solution S2.

Après analyse, on trouve que la calcémie du patient est basse. Le médecin décide d'enrichir S2 en calcium en ajoutant directement 0,555 g supplémentaires de chlorure de calcium dihydraté dans la poche S2, sans changer le volume (on suppose que le volume reste 500,0 ml).

On suppose que le chlorure de calcium dihydraté est totalement dissous et fournit un ion Ca^{2+} par formule.

(i) Calculer la concentration en ion calcium dans S1 en mmol/L et en g/L.

(ii) Calculer la concentration totale en ion calcium (en mmol/L) dans la solution finale (S2 enrichie).

Nom et prénom :

Correction et barème — Q3 — Solutions

Résolution

(i) Concentration de Ca^{2+} dans S1. On dissout 1,47 g de $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ dans 250,0 ml.

1. Quantité de matière de $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

$$n(\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = m/M = 1,47/147,0 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Chaque mole de $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ donne 1 mole de Ca^{2+} , donc : $n(\text{Ca}^{2+}) = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$

2. Concentration molaire de Ca^{2+} dans S1

$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{S1}} = n/V = 1,00 \times 10^{-2} / 0,2500 = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol/l} = 40 \text{ mmol/l}$$

4. Concentration massique en calcium (g/L)

$$\text{Donc masse de Ca}^{2+} \text{ par litre} : = [\text{Ca}^{2+}] \times M(\text{Ca}) = 4,00 \times 10^{-2} \times 40,0 = 1,60 \text{ g/l}$$

(ii) Concentration totale de Ca^{2+} dans S2 enrichie

1. Contribution du Ca^{2+} provenant de S1 (dilution)

On prélève 50,0 ml de S1.

$$n(\text{Ca}^{2+}) = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol/l} \times 0,050 = 0,002 \text{ mol}$$

2. Contribution du Ca^{2+} apporté par l'enrichissement (0,555 g)

On ajoute 0,555 g de $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ directement dans S2 (volume = 500,0 ml = 0,5000 L).

$$\text{Quantité de matière} : n_{\text{ajout}} = 0,555/147,0 = 3,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Chaque mole donne 1 mole de Ca^{2+} , donc : $n(\text{Ca}^{2+})_{\text{ajout}} = 3,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$

3. Concentration totale de Ca^{2+} dans S2 enrichie.

On additionne les deux contributions (dilution + enrichissement) :

$$n[\text{Ca}^{2+}]_{\text{total}} = 0,002 + 3,78 \times 10^{-3} = 0,00578 \text{ mol dans un volume de 500 ml}$$

Réponse (ii) : $[\text{Ca}^{2+}]_{\text{S2 enrichie}} = 0,00578/0,500 = 0,01156 \text{ mol/l} = 11,56 \text{ mmol/l}$

Nom et prénom :

Question 4 (/8) — Problème de stœchiométrie — Dosage du fer dans un échantillon sanguin

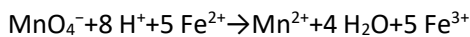
Dans un laboratoire de biologie médicale, on dose la quantité de **fer (II)** dans un sérum sanguin à l'aide d'une réaction d'oxydoréduction avec le **permanganate de potassium** $KMnO_4$ en milieu acide.

En milieu acide, les ions permanganate MnO_4^- oxydent les ions Fe^{2+} en Fe^{3+} , tandis que les ions permanganate sont réduits en ions Mn^{2+} .

On procède ainsi :

- On prélève **5,00 ml** de sérum sanguin.
- On traite ce sérum pour transformer tout le fer présent en ions Fe^{2+} dissous.
- On effectue un titrage en ajoutant une solution de $KMnO_4$ de concentration **0,0200 mol·L⁻¹** en présence d'un excès d'**acide sulfurique** H_2SO_4 .
- L'équivalence est atteinte après l'ajout de **12,40 ml** de solution de $KMnO_4$.

On considère la réaction globale (en milieu acide) entre ions Fe^{2+} et MnO_4^-



Questions :

- a) Calculer la quantité de matière de MnO_4^- ajoutée à l'équivalence. En déduire la quantité de matière de Fe^{2+} présente dans le prélèvement de 5,00 ml de sérum.
- b) Calculer la **concentration molaire** de Fe^{2+} dans le sérum (en mol·L⁻¹).
- c) Le technicien affirme qu'il a ajouté un **excès d'acide sulfurique** H_2SO_4 pour garantir le milieu acide. Expliquer, en termes de stœchiométrie et de rôle du milieu, pourquoi il est important que H_2SO_4 ne soit pas le réactif limitant dans cette expérience.

a) Quantités de matière de MnO_4^- puis de Fe^{2+}

Quantité de MnO_4^- à l'équivalence : $n(MnO_4^-) = C \cdot V = 0,0200 \times 0,01240 = 2,48 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Quantité de Fe^{2+} dans les 5,00 ml de sérum : $n(Fe^{2+}) = 5 \times n(MnO_4^-) = 5 \times 2,48 \times 10^{-4} = 1,24 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Nom et prénom :

b) Concentration de Fe^{2+} dans le sérum : $C(Fe^{2+}) = n/V = 1,24 \times 10^{-3} / 0,00500 = 0,248 \text{ mol/l}$

c) Rôle de l'excès d'acide sulfurique

- Le comportement du permanganate MnO_4^- dépend fortement du **milieu** (acide, neutre, basique).
- L'équation utilisée en a) :

$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O$ n'est valable qu'en milieu suffisamment acide.

Si H_2SO_4 est en excès :

- La concentration en H^+ reste élevée pendant tout le titrage.
- La réaction suit exactement cette stœchiométrie, donc le rapport

$n(Fe^{2+}) = 5 \times n(MnO_4^-)$ est fiable.

Si H_2SO_4 devenait limitant :

- Le milieu ne serait plus suffisamment acide.
- Le permanganate pourrait alors réagir autrement (autres produits, autres coefficients).
- Le lien stœchiométrique simple entre moles de permanganate et moles de fer(II) serait faux.
- Le résultat du dosage serait donc **erroné**.

Conclusion : il est indispensable que H_2SO_4 soit **en large excès** pour garantir le bon milieu réactionnel et la validité des calculs de stœchiométrie.

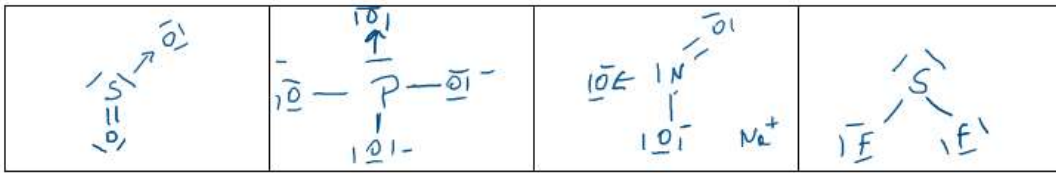
Nom et prénom :

Question 5 (/8) — Notation de Lewis, géométrie et polarité.

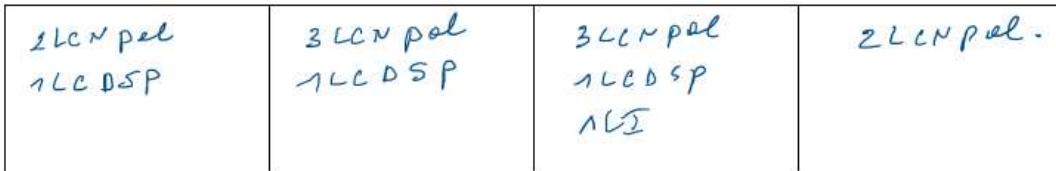
SO₂ ; PO₄³⁻ ; NaNO₃ ; SF₂.

Pour chacune des espèces chimiques :

a) **Dessine la structure avec ses paires libres et ses liaisons en 3D** (indique les doublets non liants et les liaisons avec représentation spatiale).



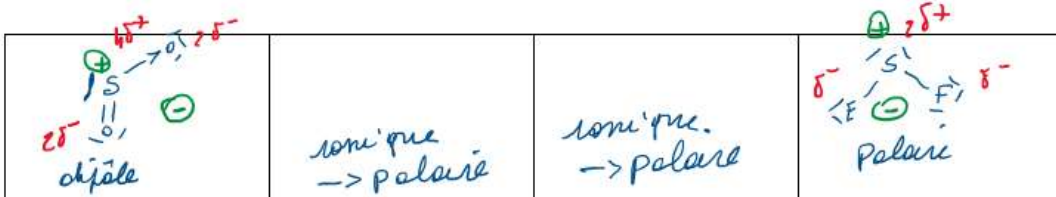
b) **Précise le nombre et le nom des liaisons.**



c) **Indique le type AXmEn et le nom des géométries éventuelles** (selon VSEPR).

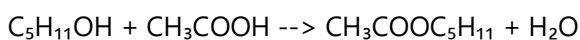


d) **Analyse la polarité globale** : existence ou non d'un dipôle, charges partielles (δ⁺ / δ⁻) et vecteur résultant si nécessaire.



Nom et prénom :

Question 6 (/5) — Synthèse d'un ester : acétate d'isoamyle (arôme de banane).



On fait réagir 15,0 ml d'alcool isoamylique ($d=0,809 \text{ g/ml}$; $M=88,15 \text{ g/mol}$) avec un excès d'acide acétique.

Après purification, on récupère 12,0 ml d'ester ($d=0,876 \text{ g/ml}$; $M=130,19 \text{ g/mol}$).

Calculer le rendement de la synthèse.

$$\text{Masse alcool} = d \cdot V = 0,809 \cdot 15,0 = 12,135 \text{ g}$$

$$\text{Masse molaire de l'alcool} = 88,15 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{alcool}} = m_{\text{alcool}} / MM_{\text{alcool}} = 12,135 / 88,15 \approx 0,1377 \text{ mol}$$

L'acide acétique est en excès, donc l'alcool est le réactif limitant.

La réaction est de type estérification (1:1) :

$$\text{Donc, en théorie : } n_{\text{ester, théorique}} = n_{\text{alcool}} \approx 0,1377 \text{ mol}$$

$$m_{\text{ester}} = d \cdot V = 0,876 \cdot 12,0 = 10,512 \text{ g}$$

$$\text{Masse molaire de l'ester : } MM_{\text{ester}} = 130,19 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{ester exp}} = m_{\text{ester}} / MM_{\text{ester}} = 10,512 / 130,19 \approx 0,0808 \text{ mol}$$

$$R = (n_{\text{exp}} / n_{\text{théorique}}) \times 100 = (0,0808 / 0,1377) \times 100 \approx 58,7 \%$$

Question 7 (/4) — Préparation d'une solution d'H₂SO₄ commercial.

On dispose d'une solution commerciale d'acide sulfurique **H₂SO₄** titrant **95 % m/m** et ayant une **densité de 1,84 g/mL**. La masse molaire de H₂SO₄ est **98,08 g/mol**.

On souhaite préparer **250,0 mL** d'une solution telle que la **concentration en ions H⁺ soit de 1,0 mol·L⁻¹**.

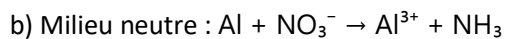
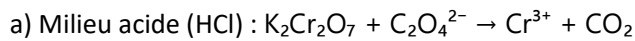
1. **Besoin en H⁺ :** $[\text{H}^+] = 1,0 \text{ M}$ dans $0,250 \text{ L}$ et $n(\text{H}^+) = 0,250 \text{ mol}$
2. **Moles de H₂SO₄ nécessaires :** $1 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{ H}^+$ et $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,250/2 = 0,125 \text{ mol}$
3. **Concentration de l'acide commercial :** Masse d'1 L : $1,84 \times 1000 = 1840 \text{ g}$
Masse de H₂SO₄ pur : $0,95 \times 1840 = 1748 \text{ g}$ et $C_{\text{com}} = 1748/98,08 \approx 17,8 \text{ mol/l}$
4. **Volume à prélever :** $V = 0,125/17,8 \approx 0,0070 \text{ L} = 7,0 \text{ mL}$

Nom et prénom :

Question 8 (/6) — Pondération d'équations d'oxydoréduction.

On souhaite équilibrer deux réactions d'oxydoréduction en milieu différent. Pour chacune :

- Écrire les **deux demi-équations** (oxydation et réduction)
- Équilibrer la réaction **ionique**
- Écrire ensuite la réaction **moléculaire** correspondante

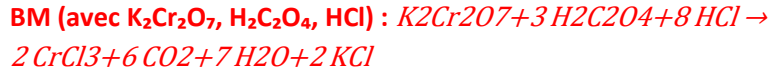


a) Milieu acide

Demi-équations :

- **Oxydation (oxalate) :** $C_2O_4^{2-} \rightarrow 2 CO_2 + 2 e^-$
- **Réduction (dichromate) :** $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$

On multiplie l'oxydation par 3 pour avoir 6 e⁻,

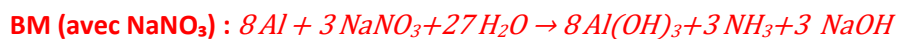


b) Milieu neutre :

Demi-équations :

- **Oxydation (aluminium) :** $Al \rightarrow Al^{3+} + 3 e^-$
- **Réduction (nitrate → ammoniac, en milieu basique/neutre) :** $NO_3^- + 8 e^- \rightarrow NH_3$

On multiplie l'oxydation par 8 et la réduction par 3 (24 e⁻),



Nom et prénom :

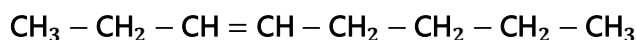
Question 9 (/6) — IUPAC hydrocarbures :

Donner la formule semi-développée et la formule topologique pour les composés suivants :

a) oct-3-ène ; b) 4-méthylhept-2-yne ; c) 3-éthylhex-1-ène.

a) oct-3-ène

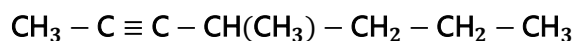
- **Nom IUPAC : oct-3-ène**
- **Formule semi-développée :**



- **Formule topologique (zig-zag) : chaîne de 8 carbones avec une double liaison entre C3 et C4.**
-

b) 4-méthylhept-2-yne

- **Nom IUPAC : 4-méthylhept-2-yne**
- **Formule semi-développée :**



- **Formule topologique : chaîne de 7 carbones avec une triple liaison entre C2 et C3 et une ramification méthyle sur C4.**
-

c) 3-éthylhex-1-ène

- **Nom IUPAC : 3-éthylhex-1-ène**
- **Formule semi-développée :**



- **Formule topologique : chaîne de 6 carbones avec une double liaison entre C1 et C2 et une ramification éthyle sur C3.**
-

Nom et prénom :

Question 10 (/4) — Configurations électroniques et nombres quantiques (Mg).

L'élément magnésium (Mg) a un numéro atomique $Z = 12$.

a) Écrire la **configuration électronique complète** de l'atome de magnésium à l'état fondamental.

b) Écrire la **configuration électronique de l'ion Mg^+** .

c) On considère un **état excité** de Mg^+ dans lequel l'électron de valence est promu dans une orbitale 3p.

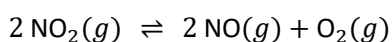
Écrire la configuration électronique correspondante.

d) Donner les **quatre nombres quantiques (n, l, m_l, m_s)** possibles pour cet électron excité.

Élément attendu	Détails de la réponse	Points
a)	1s2 2s2 2p6 3s2	1
b)	1s2 2s2 2p6 3s1	1
c)	1s2 2s2 2p6 3p1	1
d)	$n=3, l=1, m \in \{-1, 0, +1\}, s = \pm 1/2$	1
Total		4

Question 11 (/6) — Calcul de la constante d'équilibre K_c

On considère la réaction suivante en phase gazeuse à température constante :



Dans un récipient de 2,00 L, on introduit initialement :

$$n_0(\text{NO}_2) = 0,120 \text{ mol}, n_0(\text{NO}) = 0, n_0(\text{O}_2) = 0$$

À l'équilibre, on mesure : $n(\text{O}_2) = 0,048 \text{ mol}$

1. Établir le tableau d'avancement.
2. Déterminer les quantités de matière à l'équilibre pour chaque espèce.
3. Calculer les concentrations à l'équilibre pour chaque espèce.
4. Écrire l'expression de K_c et en donner la valeur numérique avec ses unités.

Nom et prénom :

1. Tableau d'avancement :



On donne : $n(\text{O}_2) = 0,048 \text{ mol} \Rightarrow x = 0,048 \text{ mol}$ à l'équilibre

2. Quantités à l'équilibre :

$$n(\text{NO}_2) = 0,120 - 2 \times 0,048 = 0,024 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}) = 2 \times 0,048 = 0,096 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 0,048 \text{ mol}$$

3. Concentrations à l'équilibre ($V = 2,00 \text{ L}$):

$$[\text{NO}_2] = 0,024 / 2,00 = 0,012 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}] = 0,096 / 2,00 = 0,048 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{O}_2] = 0,048 / 2,00 = 0,024 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

4. Expression de la constante d'équilibre :

$$K_c = ([\text{NO}]^2 \times [\text{O}_2]) / ([\text{NO}_2]^2)$$

5. Calcul :

$$(0,048)^2 = 0,002304$$

$$0,002304 \times 0,024 = 5,53 \times 10^{-5}$$

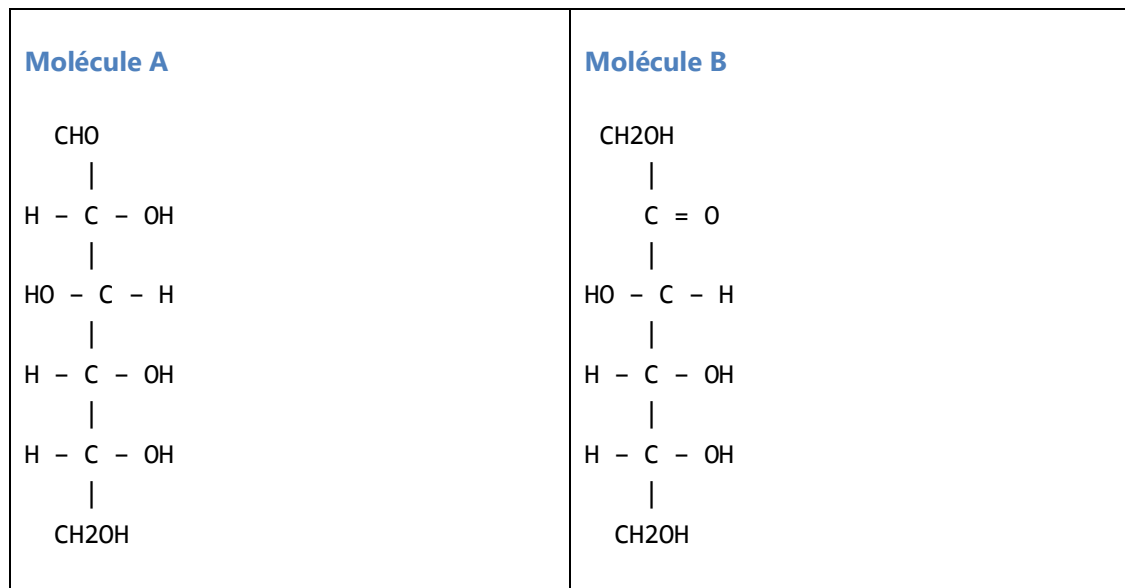
$$(0,012)^2 = 1,44 \times 10^{-4}$$

$$K_c = (5,53 \times 10^{-5}) / (1,44 \times 10^{-4}) = 0,384 \text{ M}$$

Conclusion : $K_c < 1 \rightarrow$ équilibre en faveur des réactifs (NO_2).

Nom et prénom :

Question 12 (/5) — Glucides : hexoses (fonctions & annotations).



a) Donner la **formule brute** commune à ces molécules.

b) Identifier les **fonctions chimiques communes** présentes dans ces deux molécules.

c) Identifier la **fonction spécifique** de :

- La molécule A
- La molécule B

d) Sur les structures ci-dessus :

- Entourer les **groupes hydroxyles (-OH)**
- Entourer la **fonction carbonyle**

Élément attendu	Détails de la réponse	Points
Formule brute	C ₆ H ₁₂ O ₆	1
Fonctions communes	Alcools	1
A	Aldéhyde	1
B	Cétone	1
Annotations	Entourer -OH ; -CHO ou >C=O	1

Nom et prénom :

Question 13 (/4) — États de la matière et forces intermoléculaires

a) Associez chaque type d'interaction **Forces de London ; Forces de Keesom ; Liaison hydrogène ; Liaison covalente** à sa description :

- Partage d'électrons entre atomes (force intramoléculaire, très forte).
Liaison covalente
- Interactions entre dipôles instantanés induits **Forces de London**
- Interaction forte entre un H lié à O, N ou F et un doublet libre d'un autre O, N ou F. **Liaison hydrogène**
- Interactions entre dipôles permanents **Forces de Keesom**

b) Pourquoi H₂O a un point d'ébullition plus élevé que NH₃ ?

→ Parce que H₂O forme plus de liaisons hydrogène (2 donateurs + 2 accepteurs) que NH₃ (3 donateurs mais 1 seul accepteur), donc réseau plus étendu et cohésion plus forte.

c) Classer la solubilité dans l'eau des composés suivants (du moins soluble au plus soluble) et justifier à l'aide de la polarité et des interactions.

Hexane CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Benzène C ₆ H ₆ (cycle aromatique)
Saccharose CH ₂ OH-(CHOH) ₄ -CH-O-CH-(CHOH) ₃ -CH ₂ OH	NaCl Na ⁺ Cl ⁻

- **Hexane (apolaire, très peu soluble)**
- **Benzène (apolaire, légèrement plus soluble que l'hexane)**
- **Saccharose (très soluble, nombreuses liaisons H)**
- **NaCl (ionique, extrêmement soluble)**

Classement : Hexane < Benzène < Saccharose < NaCl.

d) Classer la miscibilité (du moins au plus miscible) des mélanges suivant justifier à l'aide de la polarité et des interactions :

- Eau / essence
- Hexane / benzène
- Eau / éthanol

Classement : Eau/essence < Hexane/benzène < Eau/éthanol.

Nom et prénom :

Question 14 (/6) — Réaction entre Na_2CO_3 et HCl (CNTP) :

- a) Écrire l'équation chimique équilibrée de la réaction entre le carbonate de sodium solide et l'acide chlorhydrique en solution aqueuse.
- b) Calculer la masse de Na_2CO_3 nécessaire pour obtenir 70,0 g de NaCl .
- c) Déterminer le volume de CO_2 formé dans les conditions normales de température et de pression (CNTP).

a) Écrire l'équation chimique pondérée :



b) Masse de Na_2CO_3 nécessaire pour obtenir 70,0 g de NaCl :

- Masse molaire $\text{NaCl} = 58,44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Moles de NaCl :

$$n(\text{NaCl}) = \frac{70,0}{58,44} \approx 1,198 \text{ mol}$$

- $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1,2}{2} = 0,6 \text{ mol}$
Masse molaire $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 105,99 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $m = 0,6 \times 105,99 \approx 63,5 \text{ g}$

c) Volume de CO_2 formé aux CNTP :

- $1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 1 \text{ mol CO}_2$
Donc : $n(\text{CO}_2) = 0,64 \text{ mol}$
Volume molaire CNTP = $22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$V = 0,64 \times 22,4 \approx 13,4 \text{ L}$$

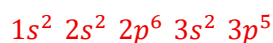
Nom et prénom :

Question 15 (/5) — Atome de chlore : configurations et périodicité

- a) Écrire la configuration électronique complète et la configuration électronique complète abrégée de l'atome de chlore ($Z = 17$).
- b) Parmi les éléments suivants, entourer ceux qui appartiennent à la même famille que le chlore : F – Br – Na – Si – Ar.
- c) Indiquer le nombre d'électrons de valence du chlore.
- d) Donner les quatre nombres quantiques possibles pour l'électron arraché lors d'une première ionisation.
- e) Comparer l'électronégativité du soufre (S) et du chlore (Cl) et justifier.

a) Configuration électronique complète et abrégée de Cl ($Z = 17$)

- **Complète :**



- **Abrégée :**



b) Même famille (halogènes) : F et Br.

c) Nombre d'électrons de valence du chlore → 7 électrons de valence (dans la couche $n = 3$: $3s^2 3p^5$).

d) Quatre nombres quantiques possibles pour l'électron arraché

L'électron arraché est dans l'orbitale **3p** :

$$n = 3, l = 1, m_l = -1, m_s = +\frac{1}{2} \text{ (exemple)}$$

Remarque : m_l peut être -1, 0 ou +1 ; m_s peut être $+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$.

e) Cl est plus électronégatif que S ($\text{Cl} \approx 3,16$; $\text{S} \approx 2,58$ sur l'échelle de Pauling).

L'électronégativité **augmente de gauche à droite** dans une même période du tableau périodique.

- Le soufre et le chlore sont **dans la même période (3)**.
- Le chlore est **plus à droite** que le soufre.
- Il possède donc une **charge nucléaire effective plus élevée**, ce qui attire plus fortement les électrons de liaison.