

TD de Chimie

10^{ème} Sciences

Programme du Mali

Exercices progressifs – 60+ exercices sur 7 chapitres

Des exercices de base aux problèmes de synthèse,
pour maîtriser chaque notion et réussir les contrôles

Mode d'emploi du TD :

★ ○ ○ Exercice de base (application directe du cours) – *pour débiter*

★ ★ ○ Exercice intermédiaire (raisonnement nécessaire) – *niveau contrôle*

★ ★ ★ Exercice avancé (synthèse, problème complet) – *pour exceller*

⊙ Délai indicatif. Les exercices marqués **Contexte** s'appuient sur une situation de la vie réelle.

Masses molaires (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 ; Zn=65,4 ; Br=80 ; Ag=108.

Contents

1	Structure de l'atome	5
2	Classification périodique des éléments	9
3	Liaisons chimiques	11
4	Réactions chimiques et Calculs stœchiométriques	13
5	Solutions aqueuses et concentrations	17
6	pH, Acides et Bases – Théorie de Brønsted	21
7	Oxydo-réduction	25

Chapter 1

Structure de l'atome

Exercice 1.1 – Constituants de l'atome ★ ○ ○ ⊙ 10 min

- Définis : atome, noyau, nucléon, électron.
- Quelles sont les trois particules fondamentales de l'atome ? Donne leur charge et leur masse relative.
- Pourquoi l'atome est-il électriquement neutre ?
- Compare la masse de l'électron à celle du proton. Où est concentrée la masse de l'atome ?

Exercice 1.2 – Notation symbolique ★ ○ ○ ⊙ 15 min

Complète le tableau suivant :

Notation	Élément	Z	A	N	Composition du noyau
${}^1_1\text{H}$					
${}^{12}_6\text{C}$					
${}^{14}_7\text{N}$					
${}^{23}_{11}\text{Na}$					
${}^{40}_{20}\text{Ca}$					
${}^{56}_{26}\text{Fe}$					
${}^{64}_{29}\text{Cu}$					
${}^{238}_{92}\text{U}$					

Exercice 1.3 – Configuration électronique (éléments simples) ★ ○ ○ ⊙ 20 min

Écris la configuration électronique des éléments suivants. Donne pour chacun le nombre d'électrons de valence et la couche externe :

- He ($Z = 2$), Li ($Z = 3$), Be ($Z = 4$), B ($Z = 5$), C ($Z = 6$), N ($Z = 7$), O ($Z = 8$)
- F ($Z = 9$), Ne ($Z = 10$), Na ($Z = 11$), Mg ($Z = 12$), Al ($Z = 13$)
- Si ($Z = 14$), P ($Z = 15$), S ($Z = 16$), Cl ($Z = 17$), Ar ($Z = 18$)

Exercice 1.4 – Configuration des ions ★ ★ ○ ⊙ 20 min

- Écris la configuration électronique de Na ($Z = 11$) et de l'ion Na^+ . Quel gaz rare Na^+ imite-t-il ?
- Même question pour Cl ($Z = 17$) et Cl^- .

- c) Écris les équations de formation des ions : Ca^{2+} , Al^{3+} , O^{2-} , S^{2-} .
- d) Explique pourquoi les métaux des groupes 1 et 2 forment respectivement des cations M^+ et M^{2+} .

Exercice 1.5 – Isotopes ★★○ 25 min

★ Contexte : le carbone-14 en archéologie

Le ^{14}C est un isotope radioactif du carbone utilisé en dat. archéologique (méthode du carbone 14). Il est produit dans la haute atmosphère par l'action des rayons cosmiques sur l'azote.

- a) Définis le terme « isotope ».
- b) Le chlore possède deux isotopes stables : $^{35}_{17}\text{Cl}$ (abondance : 75,77%) et $^{37}_{17}\text{Cl}$ (abondance : 24,23%). Calcule la masse molaire atomique moyenne du chlore.
- c) L'hydrogène possède trois isotopes : ^1H (protéium), ^2H (deutérium), ^3H (tritium). Quelles sont leurs compositions en protons et neutrons ?
- d) L'uranium 235 ($^{235}_{92}\text{U}$) est fissile (utilisé dans les centrales nucléaires) ; l'uranium 238 est fertile. Combien de neutrons possède chacun ? Que signifie « isotope » dans ce contexte ?
- e) La masse atomique du bore est 10,81 g/mol. Il possède deux isotopes : ^{10}B et ^{11}B . En supposant que ce sont les seuls, calcule leur abondance relative.

Exercice 1.6 – Application : configuration et périodicité ★★○ 25 min

- a) Écris la configuration électronique de K ($Z = 19$) et Ca ($Z = 20$). Explique pourquoi le 4s se remplit avant le 3d (règle de Klechkovski).
- b) L'élément X a pour configuration : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Identifie X. Quel ion stable forme-t-il ? Justifie.
- c) L'élément Y a 2 électrons de valence sur la couche M. Identifie Y. À quel groupe appartient-il ?
- d) Le fer (Fe, $Z = 26$) a la configuration $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$. Combien d'électrons de valence possède-t-il ? Quels ions peut-il former ? (Fe^{2+} ou Fe^{3+}). Écris leurs configurations.

Exercice 1.7 – Problème intégrateur : identifier un élément inconnu ★★★

★ Contexte : analyse d'un métal inconnu

On dispose d'un métal inconnu X. Les analyses montrent : $A = 52$, $N = 28$. L'ion stable de X est X^{3+} . Ce métal est magnétique et très utilisé dans l'industrie sidérurgique.

- a) Calcule Z et identifie l'élément X.
- b) Écris la configuration électronique de X et de l'ion X^{3+} .

- c) Quel gaz rare l'ion X^{3+} imite-t-il ?
- d) X possède un autre isotope stable de nombre de masse 54. Quelle est la composition de son noyau ?
- e) Calcule le nombre d'atomes dans 56 g de X ($N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, $M = 52 \text{ g/mol}$... mais Vérifie avec ta valeur de Z).

Chapter 2

Classification périodique des éléments

Exercice 2.1 – Lire le tableau périodique ★ ○ ○ ⊙ 15 min

- Pour chacun des éléments suivants, donne sa période, son groupe et son nombre d'électrons de valence : Na, Cl, O, Mg, Al, K, Ca, F, P, S.
- Lesquels sont des métaux ? des non-métaux ? des métalloïdes ?
- Lesquels appartiennent aux familles : alcalins ? alcalino-terreux ? halogènes ? gaz rares ?

Exercice 2.2 – Règle de l'octet et valence ★ ○ ○ ⊙ 15 min

- Définis la règle de l'octet. Quelle exception existe pour H et He ?
- Donne la valence usuelle de : H, O, N, C, Na, Cl, Ca, Al, Fe.
- En utilisant la règle de l'octet, explique pourquoi :
 - Le sodium forme Na^+ (et non Na^{2+} ni Na^-)
 - Le chlore forme Cl^- (et non Cl^+ ni Cl^{2-})
 - L'oxygène forme O^{2-} (et non O^- ni O^{3-})

Exercice 2.3 – Électronégativité et propriétés ★ ★ ○ ⊙ 20 min

- Classe les éléments suivants par électronégativité croissante : Na, Cl, O, F, C, H, Ca, N.
- Dans quelle direction évolue l'électronégativité le long d'une période ? Le long d'un groupe ?
- Quel élément est le plus électroneg. de tous ? Quel est le plus électropositif ?
- L'aluminium est un métal électropositif (cède $3e^-$ facilement). Le chlore est électroneg. (capte $1e^-$). Écris les ions formés et la formule du composé ionique AlCl_3 .
- Explique pourquoi les gaz rares (He, Ne, Ar) ne forment presque jamais de composés.

Exercice 2.4 – Isotopie et masses atomiques ★ ★ ○ ⊙ 25 min

- Le néon a trois isotopes : ^{20}Ne (90,48%), ^{21}Ne (0,27%), ^{22}Ne (9,25%). Calcule la masse atomique moyenne du néon.
- L'argent (Ag) possède deux isotopes : ^{107}Ag et ^{109}Ag . Sa masse atomique est 107,87 g/mol. Calcule l'abondance de chaque isotope.

- c) Le cuivre (Cu) a deux isotopes : ^{63}Cu (69,17%) et ^{65}Cu (30,83%). Sa masse molaire attendue est ?

Exercice 2.5 – Déterminer Z depuis la configuration ★★○⊙ 30 min

- a) Un élément X a pour configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Quel est son Z ? Sa période ? Son groupe ? Son nom ? Quel ion forme-t-il ?
- b) Un élément Y possède 5 électrons de valence sur la couche L. Identifie Y. Écris sa config.
- c) L'ion M^{2+} a la configuration de l'argon ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$). Quel est M ?
- d) Un ion X^- a la configuration de l'argon. Identifie X. Écris la config. de l'atome X.

Exercice 2.6 – Problème synthèse : déterminer un élément inconnu ★★★

★ Contexte : l'industrie chimique

Un élément Z inconnu vérifie les propriétés suivantes : il est dans la 3^e période, est un non-métal, son ion stable est X^{2-} , il brûle dans l'air avec une flamme bleue et est utilisé pour fabriquer les batteries d'acide sulfurique.

- a) À quel groupe appartient cet élément ?
- b) Identifie l'élément. Écris sa configuration électronique.
- c) Justifie la formation de l'ion X^{2-} par la règle de l'octet.
- d) Écris la formule du composé formé avec Na^+ et avec Ca^{2+} .
- e) Cite 3 propriétés physiques de l'élément et 2 de ses utilisations industrielles.

Chapter 3

Liaisons chimiques

Exercice 3.1 – Types de liaisons ★ ○ ○ ⊙ 15 min

Indique pour chacun des composés suivants le type de liaison (ionique, covalente simple/double/triple, métallique) et justifie :

- a) NaCl, MgO, CaF₂, Al₂O₃, K₂O
- b) H₂O, HCl, NH₃, CH₄, CO₂, N₂, O₂, H₂
- c) Fe, Cu, Al, Na (état métallique)

Exercice 3.2 – Formules des composés ioniques ★ ○ ○ ⊙ 20 min

Écris la formule du composé ionique formé par chaque paire d'ions. Nomme chaque composé :

- | | |
|--|--|
| a) Na ⁺ et Cl ⁻ | g) Mg ²⁺ et OH ⁻ |
| b) Ca ²⁺ et O ²⁻ | h) Al ³⁺ et O ²⁻ |
| c) K ⁺ et Br ⁻ | i) Fe ³⁺ et Cl ⁻ |
| d) Na ⁺ et S ²⁻ | j) Ca ²⁺ et PO ₄ ³⁻ |
| e) Mg ²⁺ et Cl ⁻ | k) Al ³⁺ et SO ₄ ²⁻ |
| f) Fe ²⁺ et O ²⁻ | l) NH ₄ ⁺ et Cl ⁻ |

Exercice 3.3 – Schémas de Lewis ★ ★ ○ ⊙ 25 min

Trace le schéma de Lewis de chacune des molécules ou ions suivants. Vérifie la règle de l'octet (ou duet pour H). Précise s'il y a des doublets libres :

- a) H₂O, HF, H₂S
- b) NH₃, PH₃
- c) CO₂, SO₂
- d) N₂, O₂, F₂
- e) H₂O₂ (eau oxygénée)
- f) NH₄⁺, H₃O⁺

Exercice 3.4 – Polarité des liaisons et des molécules ★★○ ◎ 25 min

- a) Pour chaque liaison suivante, indique laquelle est polaire et laquelle ne l'est pas. Si elle est polaire, indique le sens du dipole (δ^+/δ^-) : H–O ; H–H ; C–O ; N–H ; C–C ; Cl–Cl ; H–F.
- b) La molécule H₂O est polaire : pourquoi ? (Géométrie + différence d'électronégativité)
- c) La molécule CO₂ a des liaisons C=O polaires, mais la molécule est apolaire. Explique.
- d) Pourquoi les molécules polaires ont-elles des températures d'ébullition plus élevées que les molécules apolaires de masse similaire ?
- e) Classe les liaisons par polarité croissante : C–H, H–F, N–H, O–H, C–N.

Exercice 3.5 – Propriétés des composés ★★○ ◎ 30 min**★ Contexte : comparaison des sels et des sucres**

Le sel de cuisine (NaCl, ionique) et le sucre (saccharose C₁₂H₂₂O₁₁, covalente) ont des propriétés très différentes malgré le fait qu'ils se dissolvent tous les deux dans l'eau.

- a) NaCl fond à 801°C. Le saccharose se décompose vers 160°C. Explique cette différence.
- b) Une solution de NaCl conduit l'électricité. Une solution sucrée ne la conduit pas. Explique.
- c) Le NaCl est insoluble dans l'essence (solvant apolaire) mais le saccharose non plus. Quel est le solvant qui dissout l'iode I₂ (molécule apolaire) ? Justifie le principe « semblable dissout semblable ».
- d) Les métaux (Fe, Cu) ne se dissolvent pas dans l'eau. Explique par la structure de la liaison métallique.

Exercice 3.6 – Problème synthèse : un composé inconnu ★★★ ◎ 45 min**★ Contexte : identification d'un composé industriel**

Un composé X est un solide blanc, fond à haute température ($> 700^\circ\text{C}$), se dissout bien dans l'eau et sa solution conduit l'électricité. Il est formé par l'élément M (groupe 2, période 3) et l'élément Y (halogène de la 3^e période).

- a) Identifie M et Y. Quels ions forment-ils ?
- b) Écris la formule de X. Nomme X.
- c) Écris les équations de formation des ions M²⁺ et Y⁻ (configuration électronique + bilan).
- d) Quel type de liaison règne dans X ? Justifie par la différence d'électronégativité ($\Delta\chi > 1,7$).
- e) X est utilisé pour désinfecter l'eau de piscine. Comment s'appelle-t-il ? Propose une autre application industrielle.

Chapter 4

Réactions chimiques et Calculs stœchiométriques

Exercice 4.1 – Équilibrer des équations bilan ★ ○ ○ ⊙ 15 min

Équilibre les équations bilan suivantes (les formules chimiques sont déjà correctes) et précise l'état physique (s), (l), (g) pour chaque espèce :

- a) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- c) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- d) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- e) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Exercice 4.2 – Masse molaire et quantité de matière ★ ○ ○ ⊙ 20 min

- a) Calcule la masse molaire de : H_2SO_4 , NaOH , CaCO_3 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , KMnO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- b) Calcule le nombre de moles dans : 98 g de H_2SO_4 ; 80 g de NaOH ; 100 g de CaCO_3 ; 160 g de Fe_2O_3 .
- c) Calcule la masse de : 2 mol de H_2O ; 0,5 mol de NaCl ; 3 mol de CO_2 ; 0,1 mol de CaCO_3 .
- d) Calcule le nombre de molécules dans : 18 g d'eau ; 44 g de CO_2 ; 2 g de H_2 .

Exercice 4.3 – Gaz et volume molaire (CNTP) ★ ★ ○ ⊙ 25 min

- a) Calcule le volume (CNTP, $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$) occupé par : 2 mol de N_2 ; 44 g de CO_2 ; 14 g de CO .
- b) Calcule la masse de : 5,6 L de O_2 (CNTP) ; 11,2 L de Cl_2 (CNTP) ; 2,24 L de NH_3 (CNTP).
- c) Un gaz a une densité $d = 1,52$ par rapport à l'air. Calcule sa masse molaire et identifie-le (c'est un gaz responsable de l'effet de serre).
- d) La densité du dioxyde de soufre SO_2 par rapport à l'air est ? (Calcule-la)

Exercice 4.4 – Lois des gaz ★★○ ○ 30 min

- Un gaz occupe 3 L sous 2 atm à 300 K. Calcule son volume sous 6 atm à 300 K (loi de Boyle-Mariotte).
- Un gaz occupe 1 L à 27°C sous pression constante. Quel volume occupe-t-il à 127°C ? (Loi de Gay-Lussac – attention aux Kelvin !)
- Un gaz est à 300 K et 2 atm dans un récipient fermé (volume constant). Quelle sera sa pression à 600 K ? (Loi de Charles)
- Un ballon contient 5 mol de gaz à 25°C et 1 atm. Calcule son volume en utilisant $PV = nRT$ ($R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$).
- Un gaz de masse 4,4 g occupe 2,24 L à 0°C et 1 atm. Calcule sa masse molaire et identifie-le.

Exercice 4.5 – Calculs stœchiométriques ★★○ ○ 35 min**★ Contexte : la sidérurgie**

Dans un haut-fourneau, le fer est produit par réduction de l'hématite Fe_2O_3 par le monoxyde de carbone CO :



- Calcule la masse de fer obtenue par réduction de 160 g de Fe_2O_3 (rendement 100%).
- Calcule le volume de CO (CNTP) nécessaire.
- Calcule le volume de CO_2 dégagé (CNTP).
- La minerai de fer utilisé contient 80% de Fe_2O_3 . Quelle masse de minerai utilise-t-on pour produire 1 tonne (1000 kg) de fer ?

Exercice 4.6 – Réactif limitant ★★○ ○ 30 min

- On fait réagir 4 g de H_2 avec 16 g de O_2 selon : $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.
 - Calcule les quantités de matière de chaque réactif.
 - Quel réactif est en excès ? Quel est le réactif limitant ?
 - Calcule la masse d'eau formée et la quantité de réactif en excès restante.
- On fait réagir 10,8 g d'aluminium avec 17,6 g d'oxygène selon : $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$.
Détermine le réactif limitant et calcule la masse d' Al_2O_3 produite.

Exercice 4.7 – Problème complet : combustion du butane ★★★ ○ 50 min**★ Contexte : une bouteille de gaz domestique**

Le butane C_4H_{10} est utilisé dans les réchauds de camping. Une bouteille contient 1 kg de butane liquide.

- Écris et équilibre l'équation de combustion complète du butane.

- b) Calcule $n(\text{butane})$ dans 1 kg. Calcule la masse de CO_2 et d' H_2O produits lors de la combustion totale.
- c) Calcule le volume d' O_2 (CNTP) nécessaire pour brûler 1 kg de butane.
- d) L'air contient 21% de O_2 en volume. Calcule le volume d'air nécessaire.
- e) Écris l'équation de combustion incomplète (donnant CO). Quel danger représente la combustion incomplète ?
- f) La densité du butane gazeux par rapport à l'air est-elle inférieure ou supérieure à 1 ? Calcule-la. Quelle conséquence en cas de fuite ?

Exercice 4.8 – Problème : analyse élémentaire ★★ ★ Ⓢ 45 min

★ Contexte : analyse d'un combustible inconnu

On brûle complètement 4,4 g d'un composé organique X contenant uniquement C, H et O. On récupère 6,6 g de CO_2 et 2,7 g d' H_2O .

- a) Calcule $n(\text{CO}_2)$ et $n(\text{H}_2\text{O})$.
- b) Déduis $n(\text{C})$ et $n(\text{H})$ dans l'échantillon.
- c) Calcule $m(\text{C})$ et $m(\text{H})$, puis $m(\text{O}) = m_{\text{total}} - m_{\text{C}} - m_{\text{H}}$.
- d) Calcule $n(\text{O})$. Trouve le rapport $n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O})$.
- e) Déduis la formule empirique de X, puis la formule brute sachant que $M_X \approx 88 \text{ g/mol}$.

Chapter 5

Solutions aqueuses et concentrations

Exercice 5.1 – Vocabulaire des solutions ★ ○ ○ ⊙ 15 min

- Définis : solution, soluté, solvant, solution aqueuse, solution saturée, solubilité.
- Distingue les transformations physiques des réactions chimiques lors de la dissolution de : NaCl dans l'eau ; HCl dans l'eau ; NaOH dans l'eau ; sucre dans l'eau.
- Écris l'équation de dissolution dans l'eau de : NaCl ; KBr ; CaCl₂ ; Al₂O₃ ; Na₂SO₄.

Exercice 5.2 – Concentration massique ★ ○ ○ ⊙ 20 min

- On dissout 10 g de glucose dans de l'eau pour obtenir 500 mL de solution. Calcule C_m .
- Une solution de sulfate de cuivre a $C_m = 40$ g/L. Quelle masse de CuSO₄ ($M = 160$ g/mol) est dissoute dans 250 mL ?
- Le sérum physiologique (solution injectable) contient 9 g/L de NaCl. Dans un flacon de 500 mL, quelle masse de NaCl ?
- Une eau minérale contient 0,07 g/L de Ca²⁺ (ions calcium). Quelle masse de Ca²⁺ dans 1,5 L ?
- On veut préparer 2 L de solution d'acide chlorhydrique HCl à $C_m = 18,25$ g/L. Quelle masse de HCl (gaz) dissoudre ?

Exercice 5.3 – Concentration molaire ★ ○ ○ ⊙ 20 min

- Calcule la concentration molaire de :
 - NaCl : $C_m = 58,5$ g/L
 - H₂SO₄ : $C_m = 49$ g/L
 - NaOH : $C_m = 20$ g/L
 - CaCO₃ : 10 g dissous dans 500 mL de solution
- Calcule la masse de HCl à dissoudre pour préparer 500 mL de solution à $C = 0,2$ mol/L.
- On désire $n = 0,05$ mol de K₂SO₄ ($M = 174$ g/mol) en solution. Si la solution est à $C = 0,1$ mol/L, quel volume utiliser ?

Exercice 5.4 – Titre massique et densité ★★○ ⊙ 25 min

★ Contexte : acides du commerce

Acide	Densité d	Titre massique t	M (g/mol)
HCl	1,19	37%	36,5
H ₂ SO ₄	1,84	96%	98
HNO ₃	1,40	68%	63
CH ₃ COOH	1,05	99%	60

- Calcule C_m (g/L) puis C (mol/L) pour chacun des acides du tableau.
- On veut préparer 1 L de HCl à $C = 1$ mol/L à partir de l'acide chlorhydrique concentré du tableau. Quel volume V_1 faut-il prélever ?
- On prélève 5,4 mL de H₂SO₄ concentré et on complète à 1 L. Quelle est la concentration C_2 de la solution obtenue ?

Exercice 5.5 – Dilution ★★○ ⊙ 25 min

- On dilue 50 mL d'une solution de NaOH à $C_1 = 2$ mol/L en ajoutant de l'eau jusqu'à 500 mL. Calcule la concentration C_2 de la solution obtenue.
- On veut préparer 200 mL de H₂SO₄ à $C = 0,5$ mol/L à partir d'une solution mère à $C_0 = 18$ mol/L. Calcule le volume à prélever. Décris le protocole.
- On mélange 100 mL de HCl à 0,2 mol/L et 200 mL de HCl à 0,5 mol/L. Calcule la concentration du mélange.
- On mélange 50 mL de NaCl à 0,1 mol/L et 100 mL de NaCl à 0,4 mol/L et 50 mL d'eau. Calcule C_f .
- Quel volume d'eau faut-il ajouter à 100 mL d'HCl à 1 mol/L pour obtenir une solution à 0,25 mol/L ?

Exercice 5.6 – Préparation de solutions ★★○ ⊙ 30 min

★ Contexte : le laboratoire de chimie

Préparer des solutions de concentration précise est une compétence fondamentale de laborantin.

- Décris le protocole expérimental complet pour préparer 500 mL de solution de NaOH à 0,1 mol/L à partir de NaOH solide ($M = 40$ g/mol).
- On veut préparer 250 mL d'une solution de glucose C₆H₁₂O₆ à 0,5 mol/L. Quelle masse peser ? ($M = 180$ g/mol)
- Un technicien prépare 1 L de solution de KMnO₄ (permanganate de potassium, $M = 158$ g/mol) à 5×10^{-3} mol/L. Quelle masse ?
- On dissout 5,85 g de NaCl dans assez d'eau pour obtenir 200 mL. Quelle est la concentration en ions Na⁺ ? En ions Cl⁻ ? En ions totaux ?

Exercice 5.7 – Problème complet : solution de CuSO_4 ★★ ★ 45 min**★ Contexte : la galvanoplastie**

On utilise une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 dans l'industrie pour les bains de cuivrage (dépôt électrolytique de cuivre sur des objets métalliques).

CuSO_4 : $M = 159,5 \text{ g/mol}$. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (vitriol bleu) : $M = 249,5 \text{ g/mol}$.

- Calcule la concentration molaire d'une solution contenant 31,9 g de CuSO_4 dans 500 mL.
- En pratique, on utilise du sulfate de cuivre pentahydraté ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, vitriol bleu). Pour préparer 1 L à 0,5 mol/L, quelle masse de vitriol bleu utilise-t-on ?
- La densité d'une solution saturée de CuSO_4 est $d = 1,12$ et son titre est $t = 17,5\%$. Calcule C_m et C .
- On dilue 100 mL de cette solution saturée à 1 L. Quelle est la concentration molaire finale ?

Chapter 6

pH, Acides et Bases – Théorie de Brønsted

Exercice 6.1 – Vocabulaire acide-base ★ ○ ○ ⊙ 15 min

- a) Définis selon Brønsted : acide, base, couple acide/base conjugué.
- b) Pour chacun des couples suivants, identifie l'acide et la base conjuguée, et écris l'équation du transfert de proton :
 HCl/Cl^- ; $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$; $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$; $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$
- c) Explique pourquoi l'eau est amphotère. Donne deux exemples de réactions.
- d) Parmi ces espèces, lesquelles peuvent être à la fois acide ET base (amphotères) ?
 H_2O ; HCO_3^- ; NH_3 ; Cl^- ; H_2SO_4 .

Exercice 6.2 – pH et concentration ★ ○ ○ ⊙ 20 min

- a) Calcule le pH des solutions suivantes (acides forts, 1 H^+ /mol) :
- HCl à $C = 10^{-2}$ mol/L
 - HNO_3 à $C = 5 \times 10^{-3}$ mol/L
 - HCl à $C = 10^{-4}$ mol/L
 - HCl à $C = 0,1$ mol/L
- b) Calcule le pH des solutions basiques fortes (NaOH ou KOH) :
- NaOH à $C = 10^{-3}$ mol/L
 - KOH à $C = 0,01$ mol/L
 - NaOH à $C = 0,1$ mol/L
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ à $C = 5 \times 10^{-3}$ mol/L (libère 2 OH^-)
- c) La solution A a $\text{pH} = 3$. La solution B a $\text{pH} = 6$. Laquelle est plus acide ? De combien la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diffère-t-elle entre A et B ?

Exercice 6.3 – Calcul de pH (retour à la concentration) ★ ★ ○ ⊙ 25 min

- a) Donne la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour : $\text{pH} = 1$; $\text{pH} = 4$; $\text{pH} = 7$; $\text{pH} = 11$; $\text{pH} = 13$.
- b) Déduis $[\text{OH}^-]$ dans chaque cas (utilise $K_e = 10^{-14}$).
- c) Une solution a $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-5}$ mol/L. Calcule son pH (rappel : $\log 2 = 0,30$).
- d) Une solution de HCl a $\text{pH} = 1,3$. Calcule sa concentration.

e) Une solution de NaOH a $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$ mol/L. Calcule son pH.

Exercice 6.4 – Réactions de neutralisation ★★○ ◎ 30 min

Écris les équations de neutralisation et identifie le sel formé. Calcule la masse de sel produit (rendement 100%) :

- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow ? + ?$ (10 mL de HCl à 0,5 mol/L neutralisé par NaOH en excès)
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow ? + ?$ (49 g de H_2SO_4)
- $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$
- $\text{HNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow ? + ?$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow ? + ?$ (6 g d'acide acétique, $M = 60$ g/mol)
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (équilibrer d'abord !)

Exercice 6.5 – Dosage acido-basique ★★○ ◎ 30 min

★ Contexte : contrôle de qualité du vinaigre

Pour déterminer la concentration de l'acide acétique dans le vinaigre, on effectue un dosage : 10 mL de vinaigre sont titrés par une solution de NaOH à 0,5 mol/L. L'équivalence est atteinte après versement de 24 mL de NaOH.

- Écris la réaction de dosage (l'acide acétique CH_3COOH est l'acide à titrer).
- À l'équivalence, écris la relation entre les quantités de matière.
- Calcule la concentration C de l'acide acétique dans le vinaigre.
- Calcule C_m (g/L) de l'acide acétique.
- La législation exige que le vinaigre contienne au moins 60 g/L d'acide acétique. Ce vinaigre est-il conforme ?

Exercice 6.6 – Indicateurs colorés et pH métrique ★★○ ◎ 25 min

★ Contexte : mesure de pH

Indicateur	Couleur acide	Zone virage	Couleur basique
Bleu de bromoth. (BBT)	Jaune	6,0–7,6	Bleu
Phénolphthaléine	Incolore	8,2–10,0	Rose
Hélianthine	Rouge	3,1–4,4	Jaune
Tournesol	Rouge	5,0–8,0	Bleu

- Quelle couleur prend le BBT dans une solution de HCl à $\text{pH} = 3$? Dans du NaOH à $\text{pH} = 12$?
- On effectue un dosage acide/base. Quel indicateur choisir : le virage doit être net

autour de $\text{pH} = 7$?

- c) Une solution de NH_3 (base faible) a $\text{pH} \approx 11$. Quelle est la couleur de la phénolphthaléine ?
- d) Le pH du sang humain est 7,4. Quelle couleur prend le tournesol dans le sang ?

Exercice 6.7 – Problème intégrateur : eau et pH ★★★ 45 min

★ Contexte : l'eau de boisson et les pluies acides

L'eau de pluie normale a un pH d'environ 5,6 dû au CO_2 atmosphérique dissous (acide carbonique H_2CO_3). Les pluies acides ($\text{pH} < 5$) sont causées par SO_2 et NO_x émis par les industries.

- a) L'eau pure a $\text{pH} = 7$. Quelle est la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$? Et $[\text{OH}^-]$?
- b) L'eau de pluie normale ($\text{pH} = 5,6$) est-elle acide, neutre ou basique ? Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- c) Le SO_2 se dissout dans l'eau pour former H_2SO_3 : $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$. H_2SO_3 est un acide faible (2 H^+). Si $[\text{H}_2\text{SO}_3] = 10^{-4} \text{ mol/L}$ et si on suppose une dissociation totale, calcule le pH (borne inférieure).
- d) On neutralise 10 L de pluie acide ($\text{pH} = 4$) par du $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (chaux vive, $M = 74 \text{ g/mol}$). Calcule approximativement la masse de chaux nécessaire pour ramener le pH à 7.
- e) Cite 3 effets des pluies acides sur l'environnement.

Exercice 6.8 – Problème synthèse : système tampon et biologie ★★★

★ Contexte : le pH du sang humain

Le sang humain a un pH maintenu très précisément entre 7,35 et 7,45 par un système tampon (bicarbonate) : $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$. Un pH sanguin inférieur à 7 ou supérieur à 7,8 est mortel.

- a) Le sang a $\text{pH} = 7,4$. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$.
- b) Est-ce un milieu acide, neutre ou basique ? Justifie avec les concentrations.
- c) Lors d'un effort intense, les muscles produisent de l'acide lactique ($\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$, acide faible). Comment le système tampon limite-t-il la baisse du pH ?
- d) Un patient est hospitalisé pour acidose ($\text{pH} = 7,1$). Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et compare à la valeur normale. La différence de concentration est-elle grande ?
- e) On lui administre du bicarbonate de sodium NaHCO_3 par perfusion. Écris la réaction entre HCO_3^- et H^+ (les ions H^+ excédentaires). Explique comment cela remonte le pH .

Chapter 7

Oxydo-réduction

Exercice 7.1 – Vocabulaire redox ★ ○ ○ ⊙ 15 min

- a) Définis : oxydation, réduction, oxydant, réducteur, couple redox Ox/Red.
- b) Pour chaque transformation, dis si c'est une oxydation ou une réduction :
- $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$
 - $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$
 - $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$
 - $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$
 - $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
- c) Dans la réaction : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$, identifie l'oxydant et le réducteur.

Exercice 7.2 – Degré d'oxydation ★ ○ ○ ⊙ 20 min

Calcule le degré d'oxydation de l'élément souligné dans chaque formule :

- a) $\underline{\text{S}}\text{O}_2$; $\underline{\text{S}}\text{O}_3$; $\text{H}_2\underline{\text{S}}$; $\text{H}_2\underline{\text{S}}\text{O}_4$; $\underline{\text{S}}$
- b) $\underline{\text{N}}\text{H}_3$; $\text{H}\underline{\text{N}}\text{O}_3$; $\underline{\text{N}}\text{O}_2$; $\text{N}_2\underline{\text{O}}$; $\underline{\text{N}}\text{O}$
- c) $\text{H}_2\underline{\text{Cr}}\text{O}_4$; $\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7^{2-}$; $\underline{\text{Cr}}^{3+}$; $\underline{\text{Cr}}$
- d) $\text{K}\underline{\text{Mn}}\text{O}_4$; $\underline{\text{Mn}}\text{O}_2$; $\underline{\text{Mn}}^{2+}$; $\underline{\text{Mn}}\text{O}_4^{2-}$; $\underline{\text{Mn}}\text{O}_4^-$
- e) $\text{H}_2\underline{\text{O}}$; $\underline{\text{O}}_3$; $\text{Na}\underline{\text{O}}$; $\text{O}\underline{\text{F}}$

Exercice 7.3 – Demi-équations électroniques ★ ★ ○ ⊙ 25 min

Écris les demi-équations électroniques de réduction pour les couples suivants :

- a) Al^{3+}/Al ; Mg^{2+}/Mg ; Na^+/Na
- b) Cr^{3+}/Cr ; Ni^{2+}/Ni ; Sn^{2+}/Sn
- c) Cl_2/Cl^- ; Br_2/Br^- ; I_2/I^-
- d) $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ (attention : 1 seul électron !)
- e) $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ (en milieu acide : équilibrer O par H_2O , H par H^+)
- f) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ (en milieu acide)

Exercice 7.4 – Équations bilan redox ★★○ ⊙ 30 min

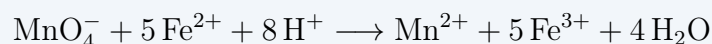
Combine les demi-équations pour obtenir les équations bilan équilibrées :

- $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ (Couples : Al^{3+}/Al et O^{2-}/O_2 ... simplifié)
- $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
- $\text{Zn} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
- $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \text{ (conc.)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ (en milieu acide)
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

Exercice 7.5 – Dosage redox par permanganate ★★○ ⊙ 35 min

★ Contexte : analyse d'un médicament en fer

Un comprimé de complément en fer contient des ions Fe^{2+} . On le dissout dans H_2SO_4 dilué et on titre par KMnO_4 à $C_0 = 0,02 \text{ mol/L}$. À l'équivalence, $V_0 = 10 \text{ mL}$ de KMnO_4 ont été versés dans $V_r = 20 \text{ mL}$ de solution.



- Écris les deux demi-équations (réduction de MnO_4^- et oxydation de Fe^{2+}).
- Vérifie que l'équation bilan donnée est bien équilibrée (atomes + charges).
- À l'équivalence, écris la relation entre $n(\text{MnO}_4^-)$ et $n(\text{Fe}^{2+})$.
- Calcule la concentration C_r de la solution en ions Fe^{2+} .
- Calcule la masse de fer Fe dans le volume titré. La dose journalière recommandée de fer est 14 mg. Ce comprimé en contient-il assez ?
- Comment reconnaît-on expérimentalement le point d'équivalence ?

Exercice 7.6 – Pile électrochimique ★★○ ⊙ 30 min

★ Contexte : la pile Daniell

La pile Daniell (1836) utilise une électrode de zinc dans ZnSO_4 et une électrode de cuivre dans CuSO_4 , reliées par un pont salin.

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V} \quad E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

- Identifie l'anode et la cathode. Écris les réactions à chaque électrode.
- Écris l'équation bilan de la pile.
- Calcule la FEM (force électromotrice) $E = E_{\text{cath}} - E_{\text{anode}}$.
- Quelle électrode se dissout ? Laquelle grossit ? Explique par la réaction.

- e) Décris le rôle du pont salin.
- f) Si la pile fonctionne jusqu'à consommation de 6,5 g de zinc ($M = 65,4 \text{ g/mol}$), quelle masse de cuivre se dépose ?

Exercice 7.7 – Électrolyse ★★★ ⦿ 50 min

★ Contexte : la fabrication de l'aluminium (procédé Hall-Héroult)

L'aluminium est produit industriellement par électrolyse de l'alumine Al_2O_3 fondue. C'est l'une des plus importantes réactions électrochimiques industrielles.

- a) Définis l'électrolyse. Quelle différence fondamentale avec une pile ?
- b) Pour l'électrolyse de CuSO_4 aqueux avec électrodes inertes, écris les demi-équations à la cathode et à l'anode.
- c) Un courant de 5 A circule pendant 2 heures dans une cuve d'électrolyse de CuSO_4 .
- Calcule la charge totale $Q = I \times t$ (en coulombs).
 - Calcule $n(e^-)$ échangés ($F = 96\,500 \text{ C/mol}$).
 - Calcule la masse de Cu déposée à la cathode.
- d) On veut déposer 10 g de nickel ($M = 58,7 \text{ g/mol}$, $\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$) avec un courant de 2 A. Combien de temps faut-il ?
- e) Dans le procédé Hall-Héroult, la réaction globale est : $2 \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 4 \text{Al} + 3 \text{O}_2$. Calcule la masse d'aluminium produite si on fait passer une charge de 10^6 C . ($\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$)

Exercice 7.8 – Problème synthèse : corrosion et protection ★★★ ⦿ 55 min

★ Contexte : la rouille et la protection des métaux

La corrosion du fer coûte des milliards de dollars chaque année à l'économie mondiale. La rouille ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) se forme par oxydation du fer en présence d'eau et de dioxygène.

- a) Écris les demi-équations de corrosion du fer : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$ (oxydation) et $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ (réduction).
- b) Écris l'équation bilan de la corrosion du fer.
- c) Le zinc (galvanisation) est utilisé pour protéger le fer. Explique pourquoi : comparer $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.
- d) Calcule la masse de fer corrodée si une charge de 10^4 C circule lors du processus de corrosion.
- e) Cite et explique 4 méthodes de protection contre la corrosion.

- f) La galvanisation consiste à déposer une couche de zinc sur le fer par électrolyse. Calcule l'épaisseur du dépôt sur une surface de 1 m^2 si on dépose 200 g de zinc ($\rho_{\text{Zn}} = 7,13 \text{ g/cm}^3$).