

Description détaillée du programme – Tronc commun

Thème 1 – Chimie quantitative (12 h 30)

1.1 Le concept de mole et la constante d'Avogadro

2 heures

TdC : l'attribution de nombres aux masses des éléments chimiques a permis à la chimie de devenir une science physique et d'utiliser les mathématiques pour exprimer les relations entre les réactifs et les produits.

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.1.1	Appliquer le concept de mole aux substances.	2	Le concept de mole s'applique à tous genres de particules : atomes, molécules, ions, électrons, unités formulaires, etc. La quantité de substance est mesurée en moles (mol). La valeur approchée de la constante d'Avogadro (N_A ou L), $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, doit être connue. TdC : la chimie traite de sujets présentant d'énormes différences d'échelle. La grandeur de la constante d'Avogadro n'a pas de commune mesure avec notre expérience quotidienne.
1.1.2	Déterminer le nombre de particules et la quantité de substance (en moles).	3	Opérer la conversion entre la quantité de substance (en moles) et le nombre d'atomes, de molécules, d'ions, d'électrons et d'unités formulaires.

1.2 Les formules chimiques

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.2.1	Définir les termes <i>masse atomique relative</i> (A_r) et <i>masse moléculaire relative</i> (M_r).	1	
1.2.2	Calculer la masse d'une mole d'une espèce à partir de sa formule.	2	Le terme <i>masse molaire</i> (en g mol^{-1}) sera utilisé.
1.2.3	Résoudre des problèmes qui font intervenir la relation entre la quantité de substance en moles, la masse et la masse molaire.	3	
1.2.4	Distinguer les termes <i>formule empirique</i> et <i>formule moléculaire</i> .	2	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.2.5	Déterminer la formule empirique à partir de la composition centésimale ou d'autres données expérimentales.	3	Objectif global 7 : des expériences virtuelles peuvent servir de démonstrations dans ce cas.
1.2.6	Déterminer la formule moléculaire à partir de la formule empirique et de données expérimentales.	3	

1.3 Les équations chimiques

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.3.1	Déduire les équations chimiques quand tous les réactifs et les produits sont donnés.	3	Les élèves doivent pouvoir faire la différence entre coefficients et indices.
1.3.2	Identifier la proportion stœchiométrique (rapport molaire) de deux espèces dans une équation chimique.	2	
1.3.3	Appliquer à l'écriture des équations chimiques les symboles précisant l'état physique des espèces chimiques (s), (l), (g) et (aq).	2	TdC : quand ces symboles sont-ils nécessaires à la compréhension et quand sont-ils redondants ?

1.4 Les relations massiques et volumétriques dans les réactions chimiques

4 h 30

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.4.1	Calculer des rendements théoriques à partir d'équations chimiques.	2	À partir d'une équation chimique et de la masse ou de la quantité (en moles) d'une espèce, calculer la masse ou la quantité de matière d'une autre espèce.
1.4.2	Déterminer la nature du réactif limitant et celle du réactif en excès lorsque les quantités des substances en réaction sont fournies.	3	Objectif global 7 : des expériences virtuelles peuvent être utilisées ici.
1.4.3	Résoudre des problèmes qui font intervenir des rendements théorique, expérimental et en pourcentage.	3	
1.4.4	Appliquer la loi d'Avogadro pour calculer les volumes de gaz en réaction.	2	

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.4.5	Appliquer dans les calculs le concept de volume molaire mesuré dans les conditions normales de température et de pression (CNTP ou TPN) et dans les conditions standard de température et de pression (CSTP ou TPS).	2	Le volume molaire d'un gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression (CNTP), soit 0°C (273,15 K) et 1 atm (101,3 kPa), est de $2,24 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$ ($22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$). Le volume molaire d'un gaz parfait dans les conditions standard de température et de pression (CSTP), soit 25°C (298,15 K) et 1 bar (100 kPa), est de $2,45 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$ ($24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$).
1.4.6	Résoudre des problèmes qui font intervenir la relation entre la température, la pression et le volume pour une masse donnée d'un gaz parfait.	3	Objectif global 7 : des expériences virtuelles peuvent servir de démonstrations dans ce cas.
1.4.7	Résoudre des problèmes en utilisant l'équation des gaz parfaits, $PV = nRT$.	3	TdC : la distinction entre les échelles Celsius et Kelvin comme exemples d'une échelle naturelle et d'une échelle artificielle peut être discutée.
1.4.8	Analyser des graphiques se rapportant à l'équation des gaz parfaits.	3	

1.5 Les solutions

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
1.5.1	Distinguer les termes <i>soluté</i> , <i>solvant</i> , <i>solution</i> et <i>concentration</i> (g dm^{-3} et mol dm^{-3}).	2	La concentration d'une substance, exprimée en mol dm^{-3} , est souvent représentée par la formule de la substance placée entre crochets. Exemple : [HCl].
1.5.2	Résoudre des problèmes qui font intervenir la concentration, la quantité de soluté et le volume de la solution.	3	