

Chimie utile: de la mole aux boucles

$H_2/O_2/CO_2$

Comprendre le problème avant les équations

Question de départ — Chimie utile: de la mole aux boucles $H_2/O_2/CO_2$: comment « La mole relie particules et masses » agit-il sur « Réactif limitant, conversion, rendement et pureté », et quel repère issu de « Électrolyse: bilan de matière et coût énergétique » permet de vérifier la décision?

Intuition. Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires dans le SI. La quantité de matière se note n et s'exprime en mol. Référence quantitative

1

La mole relie particules et masses

Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires dans le SI. Référence quantitative

2

Réactif limitant, conversion, rendement et pureté

Une réaction cesse lorsque le réactif nécessaire épuisé devient limitant.

3

Électrolyse: bilan de matière et coût énergétique

L'électrolyse sépare l'eau en H_2 et O_2 grâce à un apport électrique.

Repère concret. Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires dans le SI. Référence quantitative

- La mole relie particules et masses — Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires dans le SI. Référence quantitative
- Réactif limitant, conversion, rendement et pureté — Une réaction cesse lorsque le réactif nécessaire épuisé devient limitant.
- Électrolyse: bilan de matière et coût énergétique — L'électrolyse sépare l'eau en H_2 et O_2 grâce à un apport électrique.





La chimie est une comptabilité des espèces matérielles et de leurs transformations. Sur Mars, elle relie air, eau, propergols, matériaux et

Une équation équilibrée ne donne ni ni ni cinétique, ni durée de vie: le module sépare donc stœchiométrie et architecture industrielle.

RAMPE ZÉRO PRÉREQUIS · MODULE 03

Comprendre la chimie avant les équations

Vous devez suivre oxygène, eau, CO_2 , hydrogène et méthane dans un habitat ou une usine martienne. Avant les procédés, il faut comprendre ce que comptent les formules chimiques et pourquoi on parle en moles.

Progression du module — atome; molécule; mole; stœchiométrie.

atome

Exemple. Dans l'eau, chaque molécule contient deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène.

Piège. Un atome n'est pas une petite bille indivisible au sens moderne: le modèle simplifié sert à comprendre la chimie, mais la structure subatomique existe.

Définition sans prérequis. Un est une unité de matière constituée d'un noyau entouré d'électrons. Les propriétés chimiques dépendent notamment de l'organisation des électrons et du type d'élément.

Contrôle mental. Vérifiez la conservation du nombre d'atomes s de chaque élément: une équation chimique équilibrée ne peut ni créer ni faire disparaître un type d'atome.

Exercice guidé — atome

Situation à reconnaître. Un atome est une unité de matière constituée d'un noyau entouré d'électrons. Les propriétés chimiques dépendent notamment de l'organisation des électrons et du type d'élément.

Vérification demandée. Vérifiez la conservation du nombre d'atomes s de chaque élément: une équation chimique équilibrée ne peut ni créer ni faire disparaître un type d'atome.

Erreur à écarter. Un atome n'est pas une petite bille indivisible au sens moderne: le modèle simplifié sert à comprendre la chimie, mais la structure subatomique existe.

Corrigé raisonné

Sens précis

Un atome est une unité de matière constituée d'un noyau entouré d'électrons. Les propriétés chimiques dépendent notamment de l'organisation des électrons et du type d'élément.

Test du cas

Vérifiez la conservation du nombre d'atomes s de chaque élément: une équation chimique équilibrée ne peut ni créer ni faire disparaître un type d'atome.

Piège exclu

Un atome n'est pas une petite bille indivisible au sens moderne: le modèle simplifié sert à comprendre la chimie, mais la structure subatomique existe.

molécule

Exemple. H_2O indique deux hydrogènes pour un oxygène; CO_2 un carbone pour deux oxygènes.

Piège. Le nombre écrit en indice ne mesure ni des kilogrammes ni des litres: il indique un compte d'atomes dans la formule.

Définition sans prérequis. Une est un assemblage d'atomes liés selon une structure déterminée. Une formule chimique indique quels éléments sont présents et en quelles proportions atomiques.

Contrôle mental. Comparez la formule chimique au nombre réel d'atomes qu'elle annonce: H_2O doit toujours représenter deux hydrogènes pour un oxygène, quelle que soit la quantité de matière.

Exercice guidé — molécule

Situation à reconnaître. Une molécule est un assemblage d'atomes liés selon une structure déterminée. Une formule chimique indique quels éléments sont présents et en quelles proportions atomiques.

Vérification demandée. Comparez la formule chimique au nombre réel d'atomes qu'elle annonce: H_2O doit toujours représenter deux hydrogènes pour un oxygène, quelle que soit la quantité de matière.

Erreur à écarter. Le nombre écrit en indice ne mesure ni des kilogrammes ni des litres: il indique un compte d'atomes dans la formule.

Corrigé raisonné

Sens précis

Une molécule est un assemblage d'atomes liés selon une structure déterminée. Une formule chimique indique quels éléments sont présents et en quelles proportions atomiques.

Test du cas

Comparez la formule chimique au nombre réel d'atomes qu'elle annonce: H_2O doit toujours représenter deux hydrogènes pour un oxygène, quelle que soit la quantité de matière.

Piège exclu

Le nombre écrit en indice ne mesure ni des kilogrammes ni des litres: il indique un compte d'atomes dans la formule.

Quantification

molécule: relation qualitative ici; aucune unité intrinsèque.

Vérification

molécule: confronter conclusion, contrôle et piège de la carte.

mole

Exemple. Une mole d'eau possède une masse proche de 18 g parce que la masse molaire de H_2O est d'environ 18 g/mol. Référence quantitative

Piège. Une mole n'est pas une masse fixe: une mole de CO_2 et une mole d' H_2O contiennent le même nombre de molécules mais n'ont pas la même masse.

Définition sans prérequis. La est une unité de quantité de matière contenant environ $6,022 \times 10^{23}$ entités. Elle relie l'échelle microscopique des molécules à des masses manipulables en laboratoire ou dans un procédé. Référence quantitative

Contrôle mental. Avant tout calcul, estimez si le nombre de particules attendu doit être gigantesque: une correspond à environ $6,02 \times 10^{23}$ entités, jamais à quelques dizaines d'atomes. Référence quantitative

Exercice guidé — mole

Situation à reconnaître. La mole est une unité de quantité de matière contenant environ $6,022 \times 10^{23}$ entités. Elle relie l'échelle microscopique des molécules à des masses manipulables en laboratoire ou dans un procédé. Référence quantitative

Vérification demandée. Avant tout calcul, estimez si le nombre de particules attendu doit être gigantesque: une mole correspond à environ $6,02 \times 10^{23}$ entités, jamais à quelques dizaines d'atomes. Référence quantitative

Erreur à écarter. Une mole n'est pas une masse fixe: une mole de CO_2 et une mole d' H_2O contiennent le même nombre de molécules mais n'ont pas la même masse.

Corrigé raisonné

Sens précis

La mole est une unité de quantité de matière contenant environ $6,022 \times 10^{23}$ entités. Elle relie l'échelle microscopique des molécules à des masses manipulables en laboratoire ou dans un procédé.

Test du cas

Avant tout calcul, estimez si le nombre de particules attendu doit être gigantesque: une mole correspond à environ $6,02 \times 10^{23}$ entités, jamais à quelques dizaines d'atomes.

Piège exclu

Une mole n'est pas une masse fixe: une mole de CO_2 et une mole d' H_2O contiennent le même nombre de molécules mais n'ont pas la même masse.

stœchiométrie

Exemple. Dans une réaction de Sabatier idéale, les coefficients indiquent combien de moles d' H_2 et de CO_2 sont nécessaires pour former CH_4 et H_2O .

Piège. Équilibrer les atomes ne garantit pas que le procédé réel atteigne 100 % de conversion ou de rendement.

Définition sans prérequis. La stœchiométrie utilise les coefficients d'une équation chimique équilibrée pour relier les quantités de réactifs et de produits.

Contrôle mental. Contrôlez d'abord les proportions de l'équation équilibrée: doubler la quantité d'un réactif ne double le produit que si l'autre réactif n'est pas limitant.

Exercice guidé — stœchiométrie

Situation à reconnaître. La stœchiométrie utilise les coefficients d'une équation chimique équilibrée pour relier les quantités de réactifs et de produits.

Vérification demandée. Contrôlez d'abord les proportions de l'équation équilibrée: doubler la quantité d'un réactif ne double le produit que si l'autre réactif n'est pas limitant.

Erreur à écarter. Équilibrer les atomes ne garantit pas que le procédé réel atteigne 100 % de conversion ou de rendement.

Corrigé raisonné

Sens précis

La stœchiométrie utilise les coefficients d'une équation chimique équilibrée pour relier les quantités de réactifs et de produits.

Test du cas

Contrôlez d'abord les proportions de l'équation équilibrée: doubler la quantité d'un réactif ne double le produit que si l'autre réactif n'est pas limitant.

Piège exclu

Équilibrer les atomes ne garantit pas que le procédé réel atteigne 100 % de conversion ou de rendement.

Quantité de matière à partir de la masse

$$n = m/M$$

1 — Question concrète	Combien de moles contient une masse connue d'une espèce chimique ?
2 — Intuition sans symboles	Une mole correspond à une quantité fixe d'entités ; la masse molaire indique combien pèse une mole de l'espèce.
3 — Grandeurs	n : quantité de matière ; m : masse ; M : masse molaire.
4 — Formule	$n = m/M$

5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $n = m/M$.
6 — Symboles et sens	La masse et la masse molaire doivent utiliser des unités compatibles, par exemple g et g/mol.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	n en mol, m en g ou kg, M en g/mol ou kg/mol avec la même base de masse.
9 — Convention	Toujours associer M à l'espèce chimique et à sa formule exacte.
10 — Pourquoi cette opération	Diviser la masse totale par la masse d'une mole compte le nombre de moles contenues.
11 — Hypothèses	Échantillon correctement identifié et masse molaire adaptée à la composition.
12 — Contrôle d'unités	$\text{g}/(\text{g/mol}) = \text{mol}$.
13 — Cas numérique	180 g d'eau avec $M=18 \text{ g/mol}$ donnent $n=10 \text{ mol}$.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	La division compare la masse disponible à la masse correspondant à une mole.
15 — Contrôle algébrique	$m=nM$ et $M=m/n$.
16 — Estimation mentale	180/18 vaut 10 exactement.
17 — Interprétation	La quantité de matière est la passerelle entre masses mesurées et coefficients stœchiométriques.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Le calcul ne donne pas la pureté ni la conversion réelle d'une réaction.
19 — Sensibilité	À M fixe, n varie linéairement avec m ; à masse fixe, une M plus grande réduit n.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. Calculez n pour 44 g de CO_2 avec $M=44 \text{ g/mol}$. Correction guidée — ouvrir après avoir essayé $n=44/44=1 \text{ mol}$. Exercice autonome. Quelle masse représentent 3 mol d'O_2 avec $M=32 \text{ g/mol}$? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé $m=3 \times 32=96 \text{ g}$.
21 — Décision mission	Convertir les inventaires massiques en moles avant de vérifier la stœchiométrie d'une réaction.

Progression

1. Lire H_2O et CO_2 à voix haute.
2. Compter les atomes.
3. Convertir masse en moles.
4. Équilibrer une réaction simple.
5. Relier la réaction idéale aux pertes et séparations d'un procédé réel.

Gate zéro prérequis

- Je distingue atome, molécule et mole.
- Je comprends les indices d'une formule.
- Je sais convertir masse et quantité de matière.
- Je comprends pourquoi une équation équilibrée ne garantit pas un procédé parfait.

1. Atomes, éléments et espèces

Un élément est défini par son nombre de protons. Un atome peut gagner ou perdre des électrons et devenir un ion. Une molécule assemble des atomes selon une structure déterminée. O_2 et O_3 sont donc deux espèces différentes constituées du même élément oxygène.

Dans un bilan d'ingénierie, l'espèce doit être nommée sans ambiguïté. « Oxygène » peut désigner l'élément O ou le dioxygène O_2 . Cette précision évite de choisir la mauvaise masse molaire ou d'équilibrer une réaction avec le mauvais objet chimique.

Pourquoi cette idée compte

La chimie commence par distinguer élément, isotope, molécule, ion et espèce chimique. Un procédé ne conserve pas « la matière » de façon vague: il conserve les atomes et la charge selon les réactions considérées.

CO_2 contient un atome de carbone et deux d'oxygène par molécule. Deux moles de CO_2 contiennent deux moles de C et quatre moles d'atomes O, même si le gaz occupe un volume dépendant de p et T.

Compter les atomes par coefficient moléculaire

$$n(\text{O atomes}) = 2 \cdot n(\text{CO}_2)$$

1 — Question concrète	Combien de moles d'atomes d'oxygène sont contenues dans une quantité donnée de CO_2 ?
2 — Intuition sans symboles	Chaque molécule de dioxyde de carbone contient deux atomes d'oxygène ; le comptage total est donc doublé.
3 — Grandeurs	$n(\text{O atomes})$: moles d'atomes O ; $n(\text{CO}_2)$: moles de molécules CO_2 ; 2 : nombre d'atomes O par molécule.
4 — Formule	$n(\text{O atomes}) = 2 \cdot n(\text{CO}_2)$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $n(\text{O atomes}) = 2 \cdot n(\text{CO}_2)$.

6 — Symboles et sens	Le coefficient 2 vient directement de la formule chimique CO_2 , pas d'une mesure expérimentale.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Les deux quantités sont en mol ; le coefficient 2 est sans dimension.
9 — Convention	Distinguer moles de molécules et moles d'atomes dans les libellés.
10 — Pourquoi cette opération	Chaque molécule apporte deux atomes O, donc chaque mole de CO_2 apporte deux moles d'atomes O.
11 — Hypothèses	On compte les atomes contenus dans des molécules de CO_2 correctement identifiées.
12 — Contrôle d'unités	$2 \times \text{mol} = \text{mol}$.
13 — Cas numérique	5 mol de CO_2 contiennent 10 mol d'atomes O.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Multiplier par l'indice atomique convertit le nombre de molécules en nombre d'atomes de l'élément choisi.
15 — Contrôle algébrique	$n(\text{O}) = n(\text{CO}_2) \times 2$.
16 — Estimation mentale	Deux atomes O par molécule implique un total exactement deux fois plus grand.
17 — Interprétation	Ce comptage est la base de la conservation des éléments dans les bilans de réaction.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Il ne donne pas la masse sans utiliser ensuite une masse molaire.
19 — Sensibilité	Le résultat varie linéairement avec la quantité de CO_2 .
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. Combien de moles d'atomes O dans 3 mol de CO_2 ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé $2 \times 3 = 6 \text{ mol}$. Exercice autonome. Si l'on compte 14 mol d'atomes O uniquement dans du CO_2, combien de mol de CO_2 ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé $14/2 = 7 \text{ mol}$.
21 — Décision mission	Toujours vérifier les coefficients atomiques avant de convertir une ressource moléculaire en inventaire élémentaire.

Confondre masse molaire et nombre d'atomes conduit à des bilans faux; la est un comptage, le kilogramme une masse.

2. La mole relie particules et masses

Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires dans le SI. La quantité de matière se note n et s'exprime en mol. La masse molaire M relie la masse mesurable au nombre de moles: $n = m/M$ lorsque les unités sont cohérentes.

Référence quantitative

Pour l'eau, $M(\text{H}_2\text{O})$ vaut environ 18,015 g/mol. Une mole n'est pas une masse fixe universelle: une mole d'eau et une mole de CO_2 contiennent le même nombre d'entités, mais n'ont pas la même masse. Référence quantitative

Lecture physique

La mole rend manipulable un nombre immense de particules. Depuis la redéfinition SI, une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités spécifiées. La masse associée dépend de la masse molaire de l'espèce. Référence quantitative

Avec $M(\text{O}_2)=32$ g/mol, 64 g d' O_2 correspondent à 2 mol. Avec $M(\text{CO}_2)=44$ g/mol, 88 g correspondent aussi à 2 mol, mais ce ne sont évidemment pas les mêmes molécules. Référence quantitative

Application liée

Application — Quantité de matière à partir de la masse

Cas d'application conservé : $n=m/M$. La méthode, les symboles, unités, hypothèses et exercices sont portés par la mini-leçon canonique liée ci-dessous.

Référence canonique : ouvrir la mini-leçon canonique 1 → 21.

Les masses molaires utilisées en ingénierie ont une précision finie et les produits réels possèdent impuretés et mélanges; le calcul stœchiométrique est un idéal de bilan.

3. Équilibrer une réaction, c'est conserver les atomes

de l'eau s'écrit $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$. On compte quatre atomes d'hydrogène et deux d'oxygène de chaque côté. Les coefficients sont des rapports molaires; ils ne sont pas directement des kilogrammes. Référence quantitative

Équilibrer l'électrolyse de l'eau



1 — Question concrète	L'équation d'électrolyse conserve-t-elle bien le nombre d'atomes H et O ?
2 — Intuition sans symboles	Une réaction chimique réarrange les atomes mais n'en crée ni n'en détruit ; les coefficients doivent équilibrer chaque élément.
3 — Grandeurs	$2\text{H}_2\text{O}$: deux molécules ou moles d'eau ; 2H_2 : deux d'hydrogène ; O_2 : une d'oxygène.
4 — Formule	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.
6 — Symboles et sens	À gauche : 4 H et 2 O. À droite : 4 H dans 2H_2 et 2 O dans O_2 .
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Les coefficients stœchiométriques sont des rapports sans dimension entre molécules ou moles.

9 — Convention	Ne jamais changer les indices dans les formules moléculaires pour équilibrer : modifier uniquement les coefficients devant les espèces.
10 — Pourquoi cette opération	Les coefficients 2:2:1 sont les plus petits entiers qui conservent simultanément H et O.
11 — Hypothèses	On représente uniquement la stœchiométrie globale idéale de l'électrolyse.
12 — Contrôle d'unités	Deux moles d'eau donnent deux moles H_2 et une mole O_2 ; le bilan atomique est fermé.
13 — Cas numérique	2 mol H_2O contiennent 4 mol d'atomes H et 2 mol d'atomes O ; les produits contiennent exactement les mêmes quantités.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Compter séparément H puis O de chaque côté permet de tester le bilan sans ambiguïté.
15 — Contrôle algébrique	Multiplier tous les coefficients par un même facteur conserve l'équilibre mais n'est pas la forme entière minimale.
16 — Estimation mentale	Deux eaux contiennent quatre H et deux O ; deux H_2 plus un O_2 reproduisent visuellement ce comptage.
17 — Interprétation	Une équation équilibrée fournit les rapports molaires nécessaires aux bilans de masse.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Elle ne donne ni énergie électrique réelle, rendement, cinétique ni pureté des gaz produits.
19 — Sensibilité	Changer le nombre de moles traité multiplie proportionnellement toutes les quantités stœchiométriques.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. Pour 6 mol H_2O, combien de mol H_2 et O_2 idéalement ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé Le rapport 2:2:1 donne 6 mol H_2 et 3 mol O_2. Exercice autonome. Combien de mol H_2O faut-il idéalement pour produire 5 mol O_2 ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé Deux moles d'eau par mole O_2 : 10 mol H_2O.
21 — Décision mission	N'utiliser un bilan massique aval qu'après vérification de la conservation atomique de l'équation.

Avec des masses molaires arrondies, 36 g d'eau correspondent idéalement à 4 g d'hydrogène et 32 g d'oxygène. Le contrôle $36 = 4 + 32$ vérifie la conservation de masse du bilan idéal. Référence quantitative

Passage au calcul

Équilibrer une équation chimique revient à conserver chaque type d'atome. Les coefficients indiquent des rapports molaires, pas des masses égales. Ils deviennent un outil d'ingénierie dès qu'on les convertit en kilogrammes.

Pour $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, 4 g d' H_2 réagissent idéalement avec 32 g d' O_2 pour donner 36 g d'eau. La masse totale est conservée. L'intérêt pédagogique est de voir les unités se transformer en décision — module 03 · Passage au calcul. Référence quantitative

Application liée

Application — Équilibrer l'électrolyse de l'eau

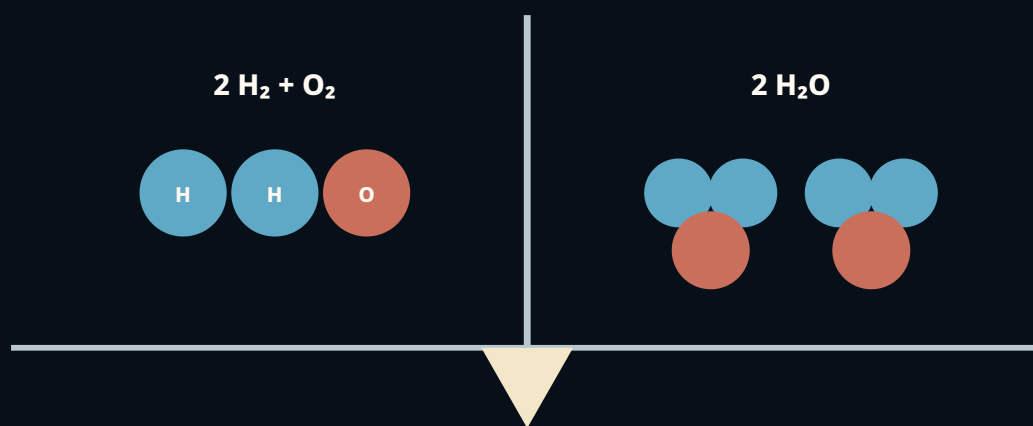
Application conservée. Électrolyse de l'eau : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$. Bilan massique idéal : 36 g $\rightarrow$ 4 g H_2 + 32 g O_2 . La méthode, les unités, les hypothèses et les exercices restent portés par la mini-leçon canonique liée.

Référence canonique : ouvrir la mini-leçon canonique 1 $\rightarrow$ 21.

Une équation équilibrée ne donne ni de réaction, ni température, ni ni pureté: elle fixe seulement la stœchiométrie idéale.

Space Academy · 03

Conservation des atomes / atom balance



Équilibrer avant de convertir les masses

Bilan stœchiométrique: des moles aux masses, puis du réactif limitant au rendement réel.

4. Réactif limitant, conversion, rendement et pureté

Une réaction cesse lorsque le réactif nécessaire épuisé devient limitant. La conversion mesure la fraction d'un réactif consommée; le rendement compare le produit obtenu à la quantité théorique; la pureté décrit la part du produit désiré dans un réel.

Ces grandeurs répondent à des questions différentes. Une sortie de forte pureté peut avoir un faible débit; une conversion élevée peut s'accompagner de pertes de séparation. Une usine ne peut donc pas être décrite par un seul « d'efficacité ».

Point de contrôle

Le fixe la production maximale. Conversion, sélectivité, rendement et pureté décrivent ensuite ce que le procédé réel obtient par rapport à cette limite. Ces notions ne sont pas interchangeables.

Si une réaction pourrait produire 100 kg selon la stœchiométrie mais n'en livre que 82 kg de produit pur, le rendement massique par rapport au maximum est 82 %. Si le lot contient 90 % de produit utile, 82 kg de mélange n'équivalent qu'à 73,8 kg utiles. Un ingénieur garde séparés résultat numérique, et domaine de validité.

Masse utile à partir de la pureté

$$m_{\text{utile}} = m_{\text{lot}} \cdot w$$

1 — Question concrète	Quelle masse de matière réellement utile contient un lot dont la pureté est connue ?
2 — Intuition sans symboles	Un lot impur ne fournit qu'une fraction de sa masse totale comme réactif ou produit recherché.
3 — Grandeurs	m_{utile} : masse de l'espèce utile ; m_{lot} : masse totale du lot ; w : fraction massique de pureté.
4 — Formule	$m_{\text{utile}} = m_{\text{lot}} \cdot w$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $m_{\text{utile}} = m_{\text{lot}} \cdot w$.
6 — Symboles et sens	$w=0,85$ signifie que 85 % de la masse du lot correspond à l'espèce recherchée.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Les deux masses dans la même unité ; w sans dimension entre 0 et 1.
9 — Convention	Convertir un pourcentage en fraction décimale avant le calcul : 85 % $\rightarrow$ 0,85.
10 — Pourquoi cette opération	La multiplication applique la fraction utile à la masse totale.
11 — Hypothèses	La pureté est représentative du lot et définie sur une base massique.
12 — Contrôle d'unités	$\text{kg} \times 1 = \text{kg}$.
13 — Cas numérique	$100 \text{ kg} \times 0,85 = 85 \text{ kg}$ de matière utile.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Multiplier par une fraction inférieure à 1 réduit logiquement la masse au composant recherché.
15 — Contrôle algébrique	$m_{\text{lot}} = m_{\text{utile}} / w$.
16 — Estimation mentale	85 % de 100 kg donne immédiatement 85 kg.
17 — Interprétation	Cette masse utile, et non la masse brute, doit alimenter la stœchiométrie réelle.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	La pureté ne décrit pas à elle seule la conversion chimique ni la récupération en aval.
19 — Sensibilité	À masse de lot fixe, la masse utile varie linéairement avec w .
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. Un lot de 250 kg est pur à 92 %. Quelle masse utile ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé

$$250 \times 0,92 = 230 \text{ kg.}$$

Exercice autonome. Quelle masse brute faut-il pour obtenir 180 kg utiles à 75 % de pureté ?

Correction autonome — ouvrir après avoir essayé

$$180 / 0,75 = 240 \text{ kg.}$$

21 — Décision mission

Dimensionner extraction et transport sur la masse brute, mais réaction sur la masse utile.

Un rendement supérieur à 100 % signale généralement une base de calcul incohérente, de des impuretés ou une erreur de mesure.

5. Mélanges gazeux et pression partielle

Dans un mélange idéal, chaque gaz contribue à une et les pressions partielles s'additionnent. Une atmosphère à 70 kPa n'est pas définie tant que ses fractions d'O₂, CO₂, vapeur d'eau et contaminants ne sont pas connues. Référence quantitative

La relation $pV = nRT$ relie quantité de matière, température absolue, volume et pression. La chimie produit des molécules; l'ingénierie doit ensuite les stocker, circuler, purifier et mesurer dans un état défini. [Référence quantitative](#)

Interprétation

Dans un mélange gazeux idéal, chaque gaz contribue à la pression totale selon sa fraction molaire. La pression partielle relie composition et physiologie: une même fraction d'oxygène n'a pas le même effet à des pressions totales différentes.

À 70 kPa et 30 % molaire d'O₂, $p_{O_2} \approx 21$ kPa. À 50 kPa, il faudrait environ 42 % pour conserver 21 kPa dans ce modèle idéal. Référence quantitative

Pression partielle dans un mélange gazeux

$$p_i = y_i p_{total}$$

1 — Question concrète

Quelle pression partielle exerce une espèce qui représente une fraction molaire connue du mélange ?

2 — Intuition sans symboles

Dans un mélange idéal, chaque espèce contribue à la pression totale proportionnellement à sa part en molécules.

3 — Grandeurs

p_i : pression partielle de l'espèce i ; y_i : fraction molaire; p_{total} : pression totale.

4 — Formule

$$p_i = y_i p_{total}$$

5 — Lecture

Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $p_i = y_i p_{total}$.

6 — Symboles et sens

La somme des fractions molaires vaut 1 et la somme des pressions partielles vaut idéalement la pression totale.

7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	p_i et p_{total} dans la même unité de pression ; y_i sans dimension.
9 — Convention	Employer une fraction molaire et non massique, sauf conversion explicite.
10 — Pourquoi cette opération	La multiplication applique la part molaire de l'espèce à la pression globale du mélange.
11 — Hypothèses	Mélange suffisamment proche du comportement idéal.
12 — Contrôle d'unités	$1 \times \text{kPa} = \text{kPa}$.
13 — Cas numérique	$y_i = 0,95$ et $p_{total} = 70 \text{ kPa}$ donnent $p_i = 66,5 \text{ kPa}$.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Multiplier par la fraction molaire isole la contribution de l'espèce au total.
15 — Contrôle algébrique	$y_i = p_i / p_{total}$.
16 — Estimation mentale	95 % de 70 kPa doit être légèrement inférieur à 70, environ 66,5 kPa.
17 — Interprétation	La pression partielle sert à vérifier respiration, condensation, réactions et limites de sécurité.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Elle ne décrit pas à elle seule les effets non idéaux ni les gradients locaux de composition.
19 — Sensibilité	À pression totale fixe, p_i varie linéairement avec y_i .
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. $y = 0,21$ dans un habitat à 70 kPa : calculez p_i. Correction guidée — ouvrir après avoir essayé $0,21 \times 70 = 14,7 \text{ kPa}$. Exercice autonome. Quelle fraction molaire donne 20 kPa dans un mélange à 80 kPa ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé $y = 20 / 80 = 0,25$.
21 — Décision mission	Vérifier chaque pression partielle critique, pas seulement la pression totale de l'habitat.

La sécurité réelle doit aussi considérer risque incendie, humidité, CO_2 , contaminants et limites physiologiques; conserver $p\text{O}_2$ ne suffit pas à définir une atmosphère sûre.

6. Électrolyse: bilan de matière et coût énergétique

L'électrolyse sépare l'eau en H_2 et O_2 grâce à un apport électrique. La stœchiométrie fixe la relation idéale entre masses, mais pas le rendement électrique, la tension de cellule, la chaleur, le séchage ou la durée de vie du matériel.

Bilan massique idéal de l'électrolyse



1 — Question concrète	Quelles masses idéales d'hydrogène et d'oxygène proviennent de 36 kg d'eau ?
2 — Intuition sans symboles	La réaction équilibrée fixe des rapports molaires ; les masses molaires convertissent ensuite ces rapports en kilogrammes.
3 — Grandeurs	36 kg H_2O : masse d'eau de référence ; 4 kg H_2 et 32 kg O_2 : masses stœchiométriques idéales des produits.
4 — Formule	$36 \text{ kg } H_2O \rightarrow 4 \text{ kg } H_2 + 32 \text{ kg } O_2$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : 36 kg $H_2O \rightarrow 4 \text{ kg } H_2 + 32 \text{ kg } O_2$.
6 — Symboles et sens	Les valeurs viennent de 2 mol $H_2O = 36 \text{ g}$, 2 mol $H_2 = 4 \text{ g}$ et 1 mol $O_2 = 32 \text{ g}$, puis sont mises à l'échelle.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Toutes les masses peuvent être en g, kg ou t si la même unité est utilisée sur tout le bilan.
9 — Convention	Distinguer rendement stœchiométrique idéal et rendement réel de l'électrolyseur.
10 — Pourquoi cette opération	Les masses produits suivent directement les rapports molaires et masses molaires de l'équation équilibrée.
11 — Hypothèses	Réaction idéale complète, produits purs et aucune perte de procédé.
12 — Contrôle d'unités	$4+32=36 \text{ kg}$: la masse totale est conservée.
13 — Cas numérique	72 kg H_2O donneraient idéalement 8 kg $H_2 + 64 \text{ kg } O_2$.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Mettre à l'échelle tous les produits par le même facteur conserve le bilan stœchiométrique.
15 — Contrôle algébrique	Pour une masse d'eau m , H_2 idéal = $m \times 4/36$ et O_2 idéal = $m \times 32/36$.
16 — Estimation mentale	L'oxygène représente environ 89 % de la masse de l'eau, l'hydrogène environ 11 %.
17 — Interprétation	Ce bilan fixe les plafonds massiques avant rendement électrique, séparation et stockage.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Il ne donne ni l'énergie requise, ni la pureté, ni les pertes, ni le débit réel.
19 — Sensibilité	Les masses produits varient linéairement avec la masse d'eau traitée.

20 — Exercices guidé et autonome

Exercice guidé. Quels produits idéaux pour 18 kg d'eau ?

Correction guidée — ouvrir après avoir essayé

2 kg H_2 + 16 kg O_2 .

Exercice autonome. Combien d'eau faut-il idéalement pour 24 kg O_2 ?

Correction autonome — ouvrir après avoir essayé

$24 \times 36 / 32 = 27$ kg H_2O .

21 — Décision mission

Appliquer ensuite rendement et capacité de stockage avant d'annoncer une production utilisable.

Exercice 6

Dans le bilan idéal, quelle masse d' O_2 correspond à 9 kg d'eau?

Correction: 9 kg est un quart de 36; $32/4 = 8$ kg d' O_2 idéaux. Référence quantitative

Le rapport de masses provient de la stœchiométrie de l'eau, pas d'un pourcentage empirique. Diviser le lot de référence par quatre conserve les proportions idéales; rendement et pureté ne s'appliquent qu'après ce bilan atomique.

Données du cas

Exercice 6 — Dans le bilan idéal, quelle masse d' O_2 correspond à 9 kg d'eau?

Relation

$32/4 = 8$ kg d' O_2 idéaux.

Raisonnement

Correction: 9 kg est un quart de 36; $32/4 = 8$ kg d' O_2 idéaux. Le rapport de masses provient de la stœchiométrie de l'eau, pas d'un pourcentage empirique. Diviser le lot de référence par quatre conserve les proportions idéales; rendement et pureté ne s'appliquent qu'après ce bilan atomique.

Résultat

9 kg est un quart de 36

Contrôle

Diviser le lot de référence par quatre conserve les proportions idéales

Interprétation

rendement et pureté ne s'appliquent qu'après ce bilan atomique.

Étude de cas — électrolyser une masse d'eau

L'équation idéale $2 H_2O \rightarrow 2 H_2 + O_2$ permet un bilan massique simple. Deux moles d'eau représentent environ 36 g; elles donnent idéalement environ 4 g de H_2 et 32 g d' O_2 . À l'échelle de 36 kg d'eau parfaitement convertie, le bilan stœchiométrique devient 4 kg d'hydrogène et 32 kg d'oxygène. La masse totale reste 36 kg: l'équation chimique conserve les atomes et donc la masse dans ce système fermé idéal. Référence quantitative

Ce bilan ne donne pas la consommation électrique, le rendement de cellule, la pureté, la pression de stockage ni la durée de vie des électrodes. Pour passer d'une réaction à un équipement, il faut ajouter énergie, cinétique, séparation, thermique et La stœchiométrie fixe néanmoins une frontière physique: un système ne peut pas promettre 40 kg d' O_2 à partir de 36 kg d'eau sans une autre source d'oxygène.

Application liée

Application — Bilan massique idéal de l'électrolyse

Cas d'application conservé : $36 \text{ kg H}_2\text{O} \rightarrow \text{idéalement } 4 \text{ kg H}_2 + 32 \text{ kg O}_2$. La méthode, les symboles, unités, hypothèses et exercices sont portés par la mini-leçon canonique liée ci-dessous.

Référence canonique : ouvrir la mini-leçon canonique 1 → 21.

Raisonnement de terrain

L'électrolyse de l'eau transforme de l'énergie électrique en séparation chimique. La stœchiométrie fixe le rapport H_2/O_2 ; l'énergie réelle dépend surtensions, résistance, température, pression, pureté et auxiliaires.

36 kg d'eau correspondent idéalement à 4 kg d' H_2 et 32 kg d' O_2 . Si l'installation consomme 55 kWh par kg d' H_2 dans un scénario pédagogique, produire 4 kg demanderait 220 kWh électriques avant autres auxiliaires. Référence quantitative

Application liée

Application — Équilibrer l'électrolyse de l'eau

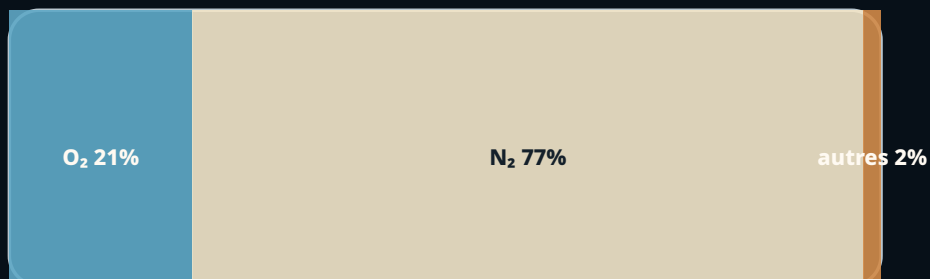
Cas d'application conservé : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$. La méthode, les symboles, unités, hypothèses et exercices sont portés par la mini-leçon canonique liée ci-dessous.

Référence canonique : ouvrir la mini-leçon canonique 1 → 21.

Le chiffre énergétique choisi est une hypothèse de scénario; il ne doit pas être présenté comme performance universelle d'un électrolyseur.

Space Academy · 03

Pression partielle / partial pressure



$$p_i = x_i \cdot p_{\text{total}}$$

Composition $\times$ pression totale = pression de l'espèce

Pressions partielles: relier fraction, pression totale, p_{O_2} et p_{CO_2} aux limites de fonctionnement.

7. Sabatier: relier CO_2 , H_2 , CH_4 et eau

La réaction $\text{CO}_2 + 4 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ transforme un flux de CO_2 et d'hydrogène en méthane et eau. En masses arrondies: $44 \text{ kg CO}_2 + 8 \text{ kg H}_2 \rightarrow 16 \text{ kg CH}_4 + 36 \text{ kg H}_2\text{O}$. Référence quantitative

Bilan stœchiométrique de Sabatier



1 — Question concrète	Quelles masses idéales de méthane et d'eau correspondent à 44 kg de CO_2 et 8 kg de H_2 ?
2 — Intuition sans symboles	Une équation équilibrée impose à la fois les proportions moléculaires et, via les masses molaires, un bilan massique fermé.
3 — Grandeurs	CO_2 , H_2 : réactifs ; CH_4 , H_2O : produits ; coefficients 1:4:1:2.
4 — Formule	$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} ; 44+8 \rightarrow 16+36$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} ; 44+8 \rightarrow 16+36$.
6 — Symboles et sens	Une mole CO_2 (44 g) avec quatre moles H_2 (8 g) donne idéalement une mole CH_4 (16 g) et deux moles H_2O (36 g).
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Rapports molaires en mol ; bilan de masse possible en g, kg ou t avec la même unité.
9 — Convention	Identifier le réactif limitant avant d'appliquer le rendement réel.
10 — Pourquoi cette opération	Les coefficients équilibrent C, H et O ; les masses molaires ferment ensuite le bilan 52 kg entrants = 52 kg sortants.
11 — Hypothèses	Réaction globale idéale, conversion complète et absence de réactions secondaires.
12 — Contrôle d'unités	$44+8=52$ kg et $16+36=52$ kg.
13 — Cas numérique	Avec 88 kg CO_2 et 16 kg H_2 , on obtient idéalement 32 kg CH_4 + 72 kg H_2O .
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Vérifier d'abord le rapport molaire, puis multiplier toutes les masses par le même facteur d'échelle.
15 — Contrôle algébrique	À CO_2 limitant, CH_4 idéal = $m_{\text{CO}_2} \times 16/44$.
16 — Estimation mentale	$16/44 \approx 0,36$: 100 kg de CO_2 ne peuvent donner qu'environ 36 kg de CH_4 idéal.
17 — Interprétation	Le bilan relie capture du CO_2 , besoin en H_2 , production de CH_4 et récupération d'eau.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Il ne donne ni conversion réelle, catalyseur, température, pression, séparation ni consommation énergétique.
19 — Sensibilité	La production est limitée par le réactif disponible en quantité stœchiométrique la plus faible.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. Avec 22 kg CO_2 et H_2 en excès, quelle masse idéale de CH_4 ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé

$$22 \times 16 / 44 = 8 \text{ kg CH}_4.$$

Exercice autonome. Combien de H₂ faut-il idéalement pour 110 kg CO₂ ?

Correction autonome — ouvrir après avoir essayé

$$110 \times 8 / 44 = 20 \text{ kg H}_2.$$

21 — Décision mission

Dimensionner les stocks et le recyclage sur le réactif limitant et non sur un seul débit nominal.

L'eau récupérée peut rejoindre une boucle d'électrolyse. Mais l'intégration ajoute compresseurs, catalyseur, séparations, stockage et dépendances communes. Fermer un bilan de matière ne garantit pas qu'une architecture soit fiable.

Étude de cas — et fermeture partielle

La réaction $\text{CO}_2 + 4 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ donne, avec masses molaires arrondies, 44 kg de CO₂ + 8 kg de H₂ → 16 kg de CH₄ + 36 kg d'H₂O. Si l'eau est ensuite électrolysée idéalement, 36 kg donnent 4 kg d'H₂ et 32 kg d'O₂. Seule la moitié de l'hydrogène consommé par Sabatier réapparaît donc dans cet enchaînement idéal: 4 kg reviennent sur les 8 kg engagés. Référence quantitative

Le méthane contient l'autre partie de l'hydrogène. Selon l'architecture, il peut être stocké comme produit utile, consommé comme carburant ou devenir une sortie qui empêche la fermeture complète de la boucle d'hydrogène. Le mot « » doit donc indiquer quelle espèce revient, à quel rendement et où passent les pertes. Une boucle chimique se juge par un bilan de matière complet, pas par le seul fait qu'une molécule d'eau réapparaît.

Application liée

Application — Bilan stœchiométrique de Sabatier

Cas d'application conservé : $44 \text{ CO}_2 + 8 \text{ H}_2 \rightarrow 16 \text{ CH}_4 + 36 \text{ H}_2\text{O}$; électrolyse idéale: $36 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ H}_2 + 32 \text{ O}_2$. La méthode, les symboles, unités, hypothèses et exercices sont portés par la mini-leçon canonique liée ci-dessous.

Référence canonique : ouvrir la mini-leçon canonique 1 → 21.

Pourquoi cette idée compte

La réaction de Sabatier couple le CO₂, l'hydrogène, le méthane et l'eau. Dans une architecture fermée, son intérêt ne se juge pas isolément: il dépend de la provenance de H₂, du devenir du CH₄, de la d'eau et des pertes.

44 kg de CO₂ et 8 kg d'H₂ donnent idéalement 16 kg de CH₄ et 36 kg d'H₂O. Ré-électrolyser 36 kg d'eau restitue idéalement 4 kg d'H₂, donc seulement la moitié des 8 kg d'H₂ engagés.

Application liée

Application — Bilan stœchiométrique de Sabatier

Cas d'application conservé : $\text{CO}_2 + 4 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$. La méthode, les symboles, unités, hypothèses et exercices sont portés par la mini-leçon canonique liée ci-dessous.

Référence canonique : ouvrir la mini-leçon canonique 1 → 21.

Dire « la boucle recycle l'hydrogène » sans bilan chiffré masque le besoin d'appoint ou d'une étape supplémentaire de récupération.

8. Combustion méthane-oxygène

La combustion idéale $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ donne, en masses arrondies, $16 \text{ kg CH}_4 + 64 \text{ kg O}_2 \rightarrow 44 \text{ kg CO}_2 + 36 \text{ kg H}_2\text{O}$. Les deux côtés totalisent 80 kg. Référence quantitative

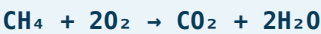
Le moteur réel ajoute rapport de mélange, températures, pression, stabilité de combustion, refroidissement, tuyère et rendement. L'équation chimique donne une frontière stœchiométrique, pas un moteur fini.

Lecture physique

La combustion méthane-oxygène inverse en partie la logique de synthèse: elle libère de l'énergie et produit CO_2 et eau. Les rapports stœchiométriques servent au dimensionnement de réservoirs et au bilan de recyclage.

$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ signifie 16 kg de CH_4 pour 64 kg d' O_2 , produisant idéalement 44 kg de CO_2 et 36 kg d'eau. Référence quantitative

Combustion stœchiométrique du méthane



1 — Question concrète	Quelle quantité d'oxygène faut-il idéalement pour brûler du méthane sans déficit ni excès stœchiométrique ?
2 — Intuition sans symboles	Une molécule de méthane contient un carbone et quatre hydrogènes ; il faut assez d'oxygène pour former un CO_2 et deux eaux.
3 — Grandeurs	CH_4 : méthane ; O_2 : dioxygène ; CO_2 : dioxyde de carbone ; H_2O : eau.
4 — Formule	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6 — Symboles et sens	Le coefficient 2 devant O_2 fournit quatre atomes O : deux pour CO_2 et deux pour $2\text{H}_2\text{O}$.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Coefficients en rapports molaires ; masses proportionnelles possibles avec les masses molaires.
9 — Convention	Séparer rapport stœchiométrique idéal et mélange réellement utilisé par un moteur ou brûleur.
10 — Pourquoi cette opération	Les coefficients assurent la conservation d'un C, quatre H et quatre O.
11 — Hypothèses	Combustion complète vers CO_2 et H_2O , sans CO ni espèces intermédiaires.
12 — Contrôle d'unités	$16 \text{ g CH}_4 + 64 \text{ g O}_2 \rightarrow 44 \text{ g CO}_2 + 36 \text{ g H}_2\text{O}$; 80 g de chaque côté.
13 — Cas numérique	16 kg CH_4 exigent idéalement 64 kg O_2 et donnent 44 kg CO_2 + 36 kg H_2O .
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Équilibrer les atomes fixe le rapport molaire ; les masses molaires convertissent ensuite ce rapport en masse.

15 — Contrôle algébrique	O ₂ idéal = 4×m _{CH₄} sur base massique pour cette réaction.
16 — Estimation mentale	L'oxygène pèse quatre fois le méthane dans le bilan idéal.
17 — Interprétation	Le ratio donne une borne de besoin O ₂ et de production CO ₂ /H ₂ O.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Un moteur réel choisit souvent un rapport mélange différent pour température, stabilité et performance.
19 — Sensibilité	Toutes les masses varient linéairement avec la quantité de méthane si O ₂ reste disponible.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. Quel O₂ idéal pour 5 kg CH₄ ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé 5×4=20 kg O₂. Exercice autonome. Combien de CH₄ peut brûler idéalement 128 kg O₂ ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé 128/4=32 kg CH₄.
21 — Décision mission	Utiliser le rapport réel du système pour l'exploitation, mais conserver la stœchiométrie comme référence de bilan.

Un moteur réel fonctionne avec un rapport de mélange choisi pour performance, température et stabilité; la stœchiométrie seule ne définit pas le point de fonctionnement.

9. MOXIE: démonstration martienne, pas usine

La la indique que a produit 122 g d'oxygène au total sur 16 fonctionnements sur Mars, avec un maximum de 12 g/h et une pureté d'au moins 98 % au meilleur fonctionnement. Le principe d'extraction d'O₂ depuis le CO₂ martien est donc démontré à petite échelle.

Une demande hypothétique de 1 000 kg/jour correspond à 41,7 kg/h. Le rapport avec 0,012 kg/h dépasse 3 400. Cela ne signifie pas qu'une usine doit aligner 3 400 MOXIE identiques; cela mesure simplement le saut de à résoudre par une architecture industrielle.

Étude de cas — passer de MOXIE à une demande industrielle

La NASA rapporte pour MOXIE 122 g d'oxygène produits au total sur Mars, un maximum de 12 g/h et une pureté d'au moins 98 % lors de ses meilleures performances. Prenons une demande pédagogique de 1 000 kg d'O₂ par jour. Elle correspond à 41,7 kg/h en moyenne, soit environ 3 475 fois le débit démontré de 0,012 kg/h. Ce rapport montre un changement d'échelle; il ne signifie pas qu'il suffirait d'installer 3 475 copies de l'instrument.

Une usine modifie l'architecture: compresseurs, surfaces de cellules, alimentation électrique, rejet thermique, stockage, contrôle, maintenance, pièces et Si une usine nominale de 50 kg/h n'est disponible que 80 % du temps, sa production moyenne tombe à 40 kg/h. La disponibilité devient alors aussi importante que la capacité instantanée. Le statut

scientifique doit rester clair: MOXIE démontre le principe sur Mars; la production industrielle reste un travail d'ingénierie futur.

Passer d'un débit journalier à un débit horaire et à un nombre d'unités

$$\dot{m}_h = M_j/24 ; N = \dot{m}_h/q_{\text{unité}}$$

1 — Question concrète	Combien d'unités faut-il pour traiter un objectif quotidien donné avec un débit unitaire connu ?
2 — Intuition sans symboles	Un objectif quotidien doit d'abord être ramené à la même base de temps que la capacité d'une machine avant de comparer les deux.
3 — Grandeurs	M_j : masse à traiter par jour ; $\dot{m}_h$: débit horaire requis ; $q_{\text{unité}}$: débit d'une unité ; N : nombre idéal d'unités.
4 — Formule	$\dot{m}_h = M_j/24 ; N = \dot{m}_h/q_{\text{unité}}$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $\dot{m}_h = M_j/24 ; N = \dot{m}_h/q_{\text{unité}}$.
6 — Symboles et sens	La première division convertit jour → heure ; la seconde compare débit requis et capacité unitaire.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	M_j en kg/j, $\dot{m}_h$ et $q_{\text{unité}}$ en kg/h, N sans dimension.
9 — Convention	Employer la même disponibilité et la même base horaire pour l'objectif et les unités avant d'arrondir N .
10 — Pourquoi cette opération	Diviser par 24 donne l'effort horaire moyen ; diviser par la capacité d'une unité donne combien d'unités idéales seraient nécessaires.
11 — Hypothèses	Fonctionnement continu 24 h/j et capacité unitaire constante pour ce calcul simplifié.
12 — Contrôle d'unités	$(\text{kg/j}) / (24 \text{ h/j}) = \text{kg/h}$, puis $(\text{kg/h}) / (\text{kg/h}) = 1$.
13 — Cas numérique	$1000 \text{ kg/j} \div 24 = 41,67 \text{ kg/h}$. À $0,012 \text{ kg/h}$ par unité : $N \approx 3472,2$, donc au moins 3473 unités idéales avant marge.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Convertir d'abord les temps évite de diviser des débits exprimés sur des bases incompatibles.
15 — Contrôle algébrique	$M_j = 24 N q_{\text{unité}}$ dans le cas continu.
16 — Estimation mentale	42 kg/h divisés par 0,012 kg/h donnent quelques milliers d'unités, cohérent avec $\sim 3\,500$.
17 — Interprétation	Le résultat montre immédiatement si une technologie de démonstration peut ou non être mise à l'échelle directement.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Disponibilité, maintenance, redondance, montée en puissance et effet d'échelle ne sont pas inclus.
19 — Sensibilité	N varie linéairement avec l'objectif et comme l'inverse du débit unitaire.

20 — Exercices guidé et autonome

Exercice guidé. 500 kg/j avec 0,5 kg/h par unité : combien d'unités idéales ?

Correction guidée — ouvrir après avoir essayé

$500/24=20,83$ kg/h, puis $20,83/0,5=41,67$: au moins 42 unités.

Exercice autonome. 1000 kg/j, mais unité portée à 0,024 kg/h : combien d'unités ?

Correction autonome — ouvrir après avoir essayé

$41,67/0,024\approx1736,1$: au moins 1737 unités.

21 — Décision mission

Ne pas extrapoler une démonstration à une usine sans inclure disponibilité et architecture industrielle.

Passage au calcul

MOXIE constitue une démonstration martienne réelle de production d'oxygène à partir du CO₂ atmosphérique. Son importance vient du procédé démontré dans l'environnement réel, pas de l'idée qu'un petit instrument serait déjà une usine de

La la NASA indique 122 g d'O₂ produits au total, jusqu'à 12 g/h et au moins 98 % de pureté. Une usine à 2 kg/h produirait théoriquement 17,52 t/an à 100 % de disponibilité, mais 12,264 t/an à 70 %. L'intérêt pédagogique est de voir les unités se transformer en décision — module 03 · Passage au calcul · étape 2.

Production annuelle avec disponibilité

$$M_{\text{annuel}} = \dot{m} \cdot 8760 \text{ h} \cdot A$$

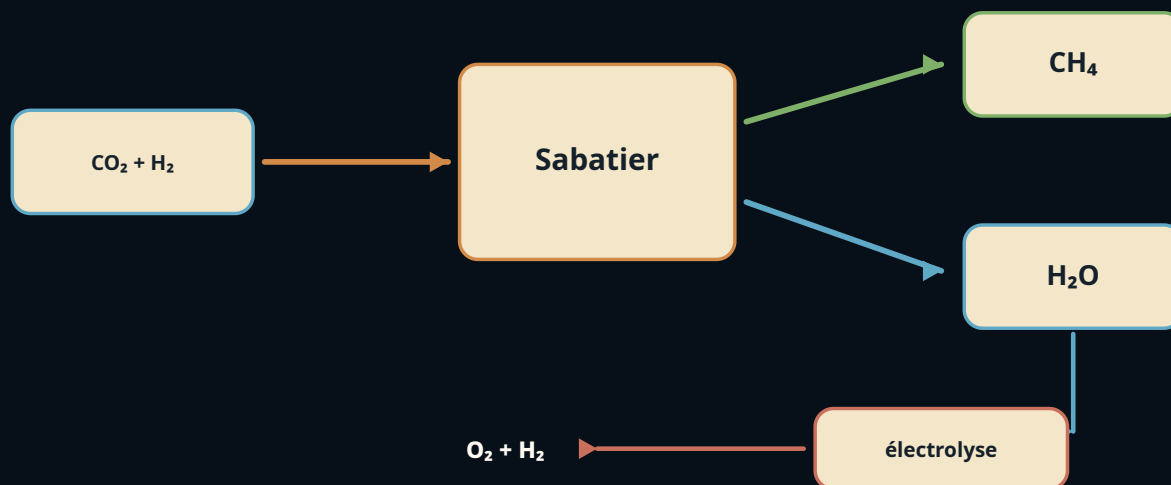
1 — Question concrète	Quelle production annuelle réelle obtient-on d'un débit nominal et d'une disponibilité donnée ?
2 — Intuition sans symboles	Une machine ne produit pas forcément toute l'année ; la disponibilité réduit le temps nominal à un temps réellement productif.
3 — Grandeurs	M_{annuel} : masse annuelle ; $\dot{m}$: débit horaire ; 8760 h : heures d'une année de 365 jours ; A : disponibilité.
4 — Formule	$M_{\text{annuel}} = \dot{m} \cdot 8760 \text{ h} \cdot A$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $M_{\text{annuel}} = \dot{m} \cdot 8760 \text{ h} \cdot A$.
6 — Symboles et sens	$A=0,90$ signifie 90 % du temps nominal disponible pour produire.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	$\dot{m}$ en kg/h, temps en h, A sans dimension, résultat en kg/an.

9 — Convention	Définir précisément ce qui compte comme indisponibilité : maintenance, pannes, nettoyage, attente ressource.
10 — Pourquoi cette opération	Le débit multiplié par le temps productif donne la masse totale produite.
11 — Hypothèses	Débit constant quand l'installation est disponible et année standard de 365 jours.
12 — Contrôle d'unités	$\text{kg/h} \times \text{h} \times 1 = \text{kg}$.
13 — Cas numérique	$41,7 \text{ kg/h} \times 8760 \text{ h} \times 0,90 \approx 328\,763 \text{ kg/an}$, soit environ 329 t/an.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Multiplier d'abord le temps annuel par la disponibilité donne les heures productives ; multiplier par le débit donne la masse.
15 — Contrôle algébrique	$\dot{m} = M_{\text{annuel}} / (8760A)$.
16 — Estimation mentale	42 kg/h pendant environ 8 000 h productives donne environ 336 t/an, proche du résultat précis.
17 — Interprétation	La production annuelle compare capacité industrielle et besoins annuels de mission.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Le calcul masque la saisonnalité, la dégradation du débit et les longues indisponibilités corrélées.
19 — Sensibilité	M_{annuel} varie linéairement avec débit et disponibilité.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. 10 kg/h à 80 % de disponibilité : production annuelle ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé $10 \times 8760 \times 0,8 = 70\,080 \text{ kg/an}$. Exercice autonome. Quel débit faut-il pour 100 t/an à 85 % de disponibilité ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé $100000 / (8760 \times 0,85) \approx 13,43 \text{ kg/h}$.
21 — Décision mission	Dimensionner la capacité avec une disponibilité démontrée et une marge de maintenance crédible.

Le passage à l'échelle exige compression, filtration, thermique, puissance, maintenance et stockage; multiplier le débit ne suffit pas à concevoir l'usine.

Space Academy · 03

Boucle Sabatier-électrolyse / Sabatier-electrolysis loop



Suivre les atomes révèle l'hydrogène qui ne revient pas

Couplage électrolyse-Sabatier: suivre les espèces chimiques qui circulent entre deux procédés.

10. Corrosion, matériaux et contamination

La chimie de surface dépend de l'eau, de l'oxygène, des sels, des températures et du matériau. « Inoxydable » ne signifie pas « impossible à corroder ». Joints, revêtements, alliages, nettoyages et inspections doivent être choisis pour un environnement précis.

Les et la poussière martienne ajoutent des problèmes de Leur présence exige caractérisation, procédures de séparation et critères de propreté; elle ne justifie pas de traiter tout comme une substance unique aux propriétés constantes.

Étude de cas — contamination et critères d'acceptation

Un produit chimique n'est pas défini seulement par son nom. De l'eau contenant 50 mg/L d'un contaminant n'est pas équivalente à de l'eau à 0,5 mg/L, même si toutes deux sont « de l'eau ». Si un réservoir de 800 L contient 2 mg/L d'une espèce dissoute, la masse totale de cette espèce vaut 1 600 mg, soit 1,6 g. Ce calcul convertit une concentration en inventaire et aide à dimensionner purification ou suivi.

La mesure doit correspondre à une limite pertinente et à une méthode analytique capable de la vérifier. Un capteur trop peu sensible peut afficher « rien détecté » sans démontrer que la concentration est acceptable. En chimie industrielle martienne, la qualification relie donc composition, méthode de mesure, limite de détection, fréquence d'échantillonnage et action en cas de dépassement. La pureté est une propriété mesurée, pas une étiquette.

Masse de contaminant à partir d'une concentration

$$m = C \cdot V$$

1 — Question concrète

Quelle masse de contaminant correspond à une concentration connue dans un volume donné ?

2 — Intuition sans symboles

Une concentration indique une masse par volume ; multiplier par le volume total reconstitue la masse présente.

3 — Grandeurs	m : masse de contaminant ; C : concentration massique ; V : volume de solution ou de fluide.
4 — Formule	$m = C \cdot V$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $m = C \cdot V$.
6 — Symboles et sens	La base de volume de C doit être la même que celle utilisée pour V.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	C en mg/L, V en L, résultat en mg ; ou toute combinaison cohérente.
9 — Convention	Convertir le volume ou la concentration avant multiplication si les unités ne correspondent pas.
10 — Pourquoi cette opération	Chaque litre contient C milligrammes ; V litres contiennent donc C fois V.
11 — Hypothèses	Concentration homogène et valeur représentative du volume considéré.
12 — Contrôle d'unités	$(\text{mg/L}) \times \text{L} = \text{mg}$.
13 — Cas numérique	$2 \text{ mg/L} \times 800 \text{ L} = 1600 \text{ mg} = 1,6 \text{ g}$.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	La multiplication additionne implicitement la même masse par litre sur tout le volume.
15 — Contrôle algébrique	$C = m/V$ et $V = m/C$.
16 — Estimation mentale	2 mg/L sur 1 000 L donnerait 2 g ; sur 800 L, 1,6 g est cohérent.
17 — Interprétation	La masse totale aide à évaluer charge filtre, toxicité, récupération ou nettoyage.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Une moyenne volumique peut masquer une contamination localement plus élevée.
19 — Sensibilité	À C fixe, m varie linéairement avec V ; à V fixe, elle varie linéairement avec C.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. 3 mg/L dans 500 L : quelle masse ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé 1500 mg = 1,5 g. Exercice autonome. Quelle concentration correspond à 2 g dans 400 L ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé 2000 mg / 400 L = 5 mg/L.

Point de contrôle

et contamination décrivent des transformations de surface ou de matériau qui peuvent modifier résistance, étanchéité, contact électrique ou propreté. Une colonie doit relier chimie du milieu, matériau et méthode de contrôle.

Si une paroi perd 0,05 mm/an de façon uniforme dans un modèle simplifié, une marge de 0,5 mm correspond à dix ans. Mais une corrosion localisée par piqûres peut perforer bien plus tôt malgré la même perte moyenne. Un ingénieur garde séparés résultat numérique, marge et domaine de validité.

Autonomie d'une marge d'épaisseur face à la corrosion

$$t_{\text{marge}} = e_{\text{marge}} / v_{\text{corrosion}}$$

1 — Question concrète	Combien de temps une surépaisseur protège-t-elle avant d'être consommée par une corrosion supposée régulière ?
2 — Intuition sans symboles	Si une surface perd la même épaisseur chaque année, la durée avant consommation de la marge est la marge disponible divisée par la perte annuelle.
3 — Grandeurs	t_{marge} : durée couverte ; e_{marge} : épaisseur sacrificable ; $v_{\text{corrosion}}$: vitesse de perte d'épaisseur.
4 — Formule	$t_{\text{marge}} = e_{\text{marge}} / v_{\text{corrosion}}$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $t_{\text{marge}} = e_{\text{marge}} / v_{\text{corrosion}}$.
6 — Symboles et sens	La vitesse doit être exprimée sur la même base d'épaisseur que la marge, par exemple mm/an.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	e en mm, v en mm/an, résultat en années.
9 — Convention	Choisir une vitesse conservatrice représentative du matériau, de l'environnement et de la protection réelle.
10 — Pourquoi cette opération	Diviser une réserve d'épaisseur par la quantité consommée chaque année donne le nombre d'années couvertes.
11 — Hypothèses	Vitesse de corrosion constante, uniforme et absence de piqûration accélérée.
12 — Contrôle d'unités	$\text{mm} / (\text{mm}/\text{an}) = \text{an}$.
13 — Cas numérique	$2 \text{ mm} / 0,05 \text{ mm/an} = 40 \text{ ans}$.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	La division compare le stock d'épaisseur à sa vitesse de consommation.

15 — Contrôle algébrique	$e_{\text{marge}} = t_{\text{marge}} \cdot v_{\text{corrosion}}$.
16 — Estimation mentale	0,05 mm/an signifie 1 mm en 20 ans ; 2 mm donnent environ 40 ans.
17 — Interprétation	La durée obtenue fournit un ordre de grandeur pour inspection, remplacement ou marge de conception.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	La corrosion réelle peut être localisée, variable, galvanique ou accélérée par défaut de revêtement.
19 — Sensibilité	Doubler la marge double la durée ; doubler la vitesse la divise par deux.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. 1,5 mm de marge à 0,03 mm/an : durée ? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé $1,5 / 0,03 = 50$ ans. Exercice autonome. Quelle marge faut-il pour 25 ans à 0,08 mm/an ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé $25 \times 0,08 = 2$ mm.
21 — Décision mission	Combiner ce calcul à inspection, coupons, capteurs et marge contre la corrosion localisée.

Une vitesse de corrosion mesurée dans un environnement ne doit pas être transférée sans validation à un autre mélange, température ou état de surface.

11. Concentrations et unités

Une concentration peut être massique (mg/L), molaire (mol/m³), une fraction molaire ou une fraction massique. La valeur numérique ne suffit jamais: l'unité et la définition doivent voyager avec elle. Référence quantitative

Pour l'eau potable ou l'air, un seuil peut aussi dépendre d'une durée d'exposition ou d'une méthode de prélèvement. Copier seulement le nombre détruit une partie essentielle de la spécification.

Interprétation

Une concentration doit toujours nommer le rapport utilisé: masse par volume, mole par volume, fraction massique, fraction molaire ou ppm. Sans cette définition, deux valeurs numériquement proches peuvent décrire des choses différentes.

Dissoudre 5 g de soluté dans un volume final de 2 L donne 2,5 g/L. Si le volume final n'est pas 2 L mais « 2 L de solvant plus le soluté », le résultat exact peut différer.

Concentration massique

$$C_m = m_{\text{soluté}}/V_{\text{solution}}$$

1 — Question concrète	Quelle concentration massique résulte d'une masse de soluté répartie dans un volume de solution ?
2 — Intuition sans symboles	La concentration rapporte une quantité de matière ou de masse au volume dans lequel elle est répartie.
3 — Grandeurs	C_m : concentration massique ; $m_{\text{soluté}}$: masse du soluté ; V_{solution} : volume final de solution.
4 — Formule	$C_m = m_{\text{soluté}}/V_{\text{solution}}$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $C_m = m_{\text{soluté}}/V_{\text{solution}}$.
6 — Symboles et sens	Le volume est celui de la solution finale, pas nécessairement le volume initial de solvant.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Exemples : g/L, mg/L ou kg/m³.
9 — Convention	Conserver une base volume cohérente et convertir les préfixes avant de comparer des seuils.
10 — Pourquoi cette opération	Diviser la masse répartie par le volume indique combien de masse se trouve dans chaque unité de volume.
11 — Hypothèses	Mélange homogène et volume final connu.
12 — Contrôle d'unités	g/L ou unité équivalente de masse par volume.
13 — Cas numérique	$5 \text{ g} / 2 \text{ L} = 2,5 \text{ g/L}$.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	La division normalise la masse par rapport à la taille du volume.
15 — Contrôle algébrique	$m_{\text{soluté}} = C_m V_{\text{solution}}$.
16 — Estimation mentale	5 g dans environ 2 L doit donner quelques g/L, ici 2,5.
17 — Interprétation	Cette concentration peut être comparée à une spécification de procédé, santé ou qualité.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Une concentration moyenne ne garantit pas l'homogénéité locale ni l'absence de précipitation.
19 — Sensibilité	À masse fixe, doubler le volume divise C_m par deux.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. 12 g dans 3 L : concentration ?

Correction guidée — ouvrir après avoir essayé

4 g/L.

Exercice autonome. Quelle masse faut-il pour 1,5 g/L dans 8 L ?

Correction autonome — ouvrir après avoir essayé

$1,5 \times 8 = 12$ g.

21 — Décision mission

Employer la concentration réelle mesurée pour décider filtration, dosage ou rejet.

ppm n'est pas toujours mg/L: l'équivalence approximative dépend de et de la base choisie.

12. Boucle combinée: ce qui ne revient pas

Si 44 kg CO_2 et 8 kg H_2 alimentent idéalement Sabatier, on obtient 36 kg H_2O . L'électrolyse idéale de ces 36 kg redonne environ 4 kg H_2 et 32 kg O_2 . La moitié seulement des 8 kg H_2 consommés réapparaît via cette eau.

Le cycle a donc besoin d'une source supplémentaire d'hydrogène ou d'une autre architecture. Cette comptabilité atomique empêche les schémas circulaires de créer artificiellement de la matière.

Projet guidé — suivre les atomes dans une boucle oxygène-méthane-eau

Construisons un lot idéal à partir de 88 kg de CO_2 et 16 kg d' H_2 . Le rapport correspond à deux fois l'équation de Sabatier: on obtient idéalement 32 kg de CH_4 et 72 kg d' H_2O . Le bilan total est 104 kg en entrée et 104 kg en sortie. Si l'eau est entièrement électrolysée, 72 kg donnent idéalement 8 kg d' H_2 et 64 kg d' O_2 . On récupère donc 8 kg d'hydrogène sur les 16 kg initialement injectés: l'autre moitié est liée au méthane.

Supposons maintenant un rendement de conversion global de Sabatier de 90 % pour l'exercice, sans modéliser les réactions secondaires. On ne peut pas simplement multiplier chaque sortie par 0,90 et oublier le reste: les 10 % non convertis restent sous forme de réactifs ou d'autres espèces qui doivent apparaître dans le bilan. Une façon pédagogique est de considérer 90 % du lot comme converti idéalement et 10 % comme non réagi. On obtient alors 28,8 kg de CH_4 et 64,8 kg d' H_2O , tandis qu'environ 8,8 kg de CO_2 et 1,6 kg d' H_2 restent à séparer et recycler ou purger.

L'électrolyse de 64,8 kg d'eau convertie idéalement donnerait 7,2 kg d' H_2 et 57,6 kg d' O_2 . Si l'électrolyse ne convertit que 95 % de l'eau à chaque passage, le flux instantané est encore différent. Les recycle loops servent justement à repasser une fraction non convertie, mais elles ajoutent séparateurs, pompes, capteurs et énergie. « 90 % de rendement » n'est pas une propriété complète tant qu'on n'a pas précisé conversion chimique, rendement énergétique, récupération matière ou pureté produit.

Ajoutez maintenant la : l'oxygène destiné à une atmosphère habitable ou à une utilisation propulsive a des exigences différentes de pression, pureté, contamination et stockage. Une mesure de débit de 10 kg/h ne prouve rien sur la composition. Inversement, une pureté de 99,9 % ne prouve pas que le débit suffit. Un procédé industriel doit suivre simultanément débit, composition, température, pression, énergie, disponibilité et état des équipements.

Le projet se termine par un bilan de frontière: quelles espèces entrent depuis Mars ou les stocks, quelles espèces reviennent dans la boucle, quelles espèces sont consommées et quelles pertes exigent un appoint? Ce tableau est plus important qu'un slogan de Une boucle réellement fermée n'existe que pour une frontière, une période et un ensemble d'espèces clairement définis.

Boucle Sabatier–électrolyse : bilan net



1 — Question concrète	Que récupère-t-on et que consomme-t-on réellement lorsqu'on enchaîne Sabatier puis électrolyse idéale ?
2 — Intuition sans symboles	Enchaîner deux réactions révèle quelles espèces reviennent dans la boucle et lesquelles quittent réellement le système comme produit net.
3 — Grandeurs	88 CO ₂ et 16 H ₂ : alimentation Sabatier ; 32 CH ₄ et 72 H ₂ O : produits ; électrolyse de l'eau : 8 H ₂ recyclables et 64 O ₂ .
4 — Formule	$88 \text{ CO}_2 + 16 \text{ H}_2 \rightarrow 32 \text{ CH}_4 + 72 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 8 \text{ H}_2 + 64 \text{ O}_2$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $88 \text{ CO}_2 + 16 \text{ H}_2 \rightarrow 32 \text{ CH}_4 + 72 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 8 \text{ H}_2 + 64 \text{ O}_2$.
6 — Symboles et sens	Après recyclage idéal des 8 kg H ₂ , l'apport externe net d'H ₂ n'est plus 16 kg mais 8 kg pour ce lot, tandis que CH ₄ et O ₂ sont des produits nets.
7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	Toutes les valeurs du bilan massique dans la même unité, ici kg.
9 — Convention	Distinguer flux internes recyclés et flux externes consommés ou produits.
10 — Pourquoi cette opération	Additionner les étapes puis annuler les espèces recyclées met en évidence le bilan net de la boucle.
11 — Hypothèses	Réactions idéales, récupération complète de l'eau et de l'H ₂ , aucune purge ni perte.
12 — Contrôle d'unités	Sabatier : 104 kg entrants = 104 kg sortants. Électrolyse : 72 kg H ₂ O = 8 + 64 kg. Le recyclage redistribue sans créer de masse.
13 — Cas numérique	Le lot donne idéalement 32 kg CH ₄ et 64 kg O ₂ , recycle 8 kg H ₂ et exige donc 8 kg H ₂ externe net.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	Écrire chaque réaction séparément puis identifier le flux qui réapparaît en entrée évite de compter deux fois un recyclage.
15 — Contrôle algébrique	Avec recyclage idéal, l'H ₂ externe net = H ₂ Sabatier – H ₂ récupéré par électrolyse.
16 — Estimation mentale	L'électrolyse de 72 kg d'eau récupère 8 kg H ₂ , soit la moitié des 16 kg consommés initialement.
17 — Interprétation	La boucle réduit le besoin net en hydrogène importé tout en coproduisant oxygène et méthane.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Les rendements réels, purges, séparation, compression et énergie réduisent fortement la fermeture effective de la boucle.
19 — Sensibilité	Une récupération H ₂ inférieure à 100 % augmente directement l'appoint externe.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. Si seulement 75 % des 8 kg H₂ produits sont récupérés, quel appoint externe net faut-il ?

Correction guidée — ouvrir après avoir essayé

H₂ recyclé = 6 kg ; appoint net = 16-6=10 kg.

Exercice autonome. À 50 % de récupération H₂, quel appoint externe net ?

Correction autonome — ouvrir après avoir essayé

Recyclage 4 kg ; appoint net 12 kg.

21 — Décision mission

Dimensionner stockage et import sur les rendements de recyclage démontrés, pas sur la boucle idéale.

13. Vérification de fin de module

- Je sais ce qu'une mole mesure.
- J'équilibre une réaction simple. Référence quantitative
- Je distingue conversion, rendement et pureté.
- Je contrôle les bilans électrolyse/Sabatier/combustion.
- Je distingue MOXIE démontré d'une usine industrielle.
- Je conserve unités et définition des concentrations.

Série d'exercices corrigés — contrôle autonome

1. Combien de moles dans 36 g d'eau avec $M \approx 18$ g/mol? Référence quantitative

$n = m/M = 36/18 = 2$ mol. La mole transforme une masse mesurable en quantité de matière sans compter individuellement les molécules. Référence quantitative

2. Pourquoi équilibrer une équation avant les masses?

Les coefficients équilibrés traduisent la conservation des atomes. Utiliser des masses sur une équation non équilibrée construit un bilan impossible.

3. 44 kg CO₂ et seulement 4 kg H₂ dans Sabatier: quel réactif limite?

L'équation exige 8 kg H₂ pour 44 kg CO₂. Avec 4 kg H₂, l'hydrogène limite: seule environ la moitié du CO₂ peut réagir selon le modèle idéal.

4. Un produit est pur à 98 %. Quelle masse d'impuretés dans 50 kg?

La fraction impure vaut 2 %, donc $50 \times 0,02 = 1$ kg. Mais ce calcul ne dit pas quelles espèces composent cette impureté ni si elles sont acceptables. Référence quantitative

5. Pourquoi un recyclage de 95 % ne ferme-t-il pas automatiquement une boucle?

Parce que 5 % de perte à chaque passage exige un appoint et peut s'accumuler dans le temps. Il faut aussi suivre les espèces, purges, contaminants et stocks immobilisés.

Atelier d'entraînement approfondi

Traitez chaque exercice de chimie comme un bilan de matière. Équilibrez d'abord les espèces, convertissez les masses ou volumes en moles lorsque c'est nécessaire, identifiez le réactif limitant puis appliquez rendement et pureté seulement à la fin. Les corrigés signalent explicitement la différence entre stœchiométrie idéale, performance réelle du procédé et hypothèse d'ingénierie.

1. Moles

96 g d'O₂ représentent combien de moles?

Correction: $96/32=3$ mol. Référence quantitative

Données du cas

Masse d'oxygène O₂: 96 g. Masse molaire de O₂ utilisée ici: 32 g/mol.

Relation

Nombre de moles $n = m / M$, où m est la masse et M la masse molaire.

Raisonnement

Substituer $m = 96$ g et $M = 32$ g/mol donne $n = 96/32 = 3$ mol. Les grammes s'annulent dans le quotient et il reste l'unité mole.

Résultat

96 g de O₂ correspondent à 3 mol de O₂.

Contrôle

La multiplication inverse $3 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 96 \text{ g}$ restitue la masse initiale.

Interprétation

La mole permet de passer d'une masse mesurable à une quantité de matière utilisable dans les proportions stœchiométriques d'une réaction.

Repères numériques conservés. 96g.

2. Équilibrage

Équilibrez $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Référence quantitative

Correction: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$. Référence quantitative

Données du cas

Équation non équilibrée: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Relation

Une équation chimique équilibrée doit conserver le nombre d'atomes de chaque élément de part et d'autre.

Raisonnement

Placer 2 devant H₂O donne deux atomes d'oxygène à droite, donc il faut 1 O₂ à gauche. Cela crée quatre hydrogènes à droite; placer 2 devant H₂ fournit alors quatre hydrogènes à gauche.

Résultat

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

Contrôle

À gauche comme à droite, on compte 4 atomes d'hydrogène et 2 atomes d'oxygène: la matière est conservée.

Interprétation

Les coefficients donnent les proportions de réaction; ils ne sont pas des masses mais des rapports entre quantités de matière.

3. Réactif limitant

4 mol H₂ et 1 mol O₂: lequel limite? Référence quantitative

Correction: 1 mol O₂ exige 2 mol H₂. O₂ limite; 2 mol H₂ restent. Référence quantitative

Le réactif limitant est celui qui s'épuise le premier selon les coefficients équilibrés. Ici l'oxygène ne peut consommer que 2 mol d' H_2 ; les 2 mol restantes doivent apparaître dans le bilan au lieu de disparaître. Référence quantitative

Données du cas

3. Réactif limitant — 4 mol H_2 et 1 mol O_2 : lequel limite?

Relation

Correction: 1 mol O_2 exige 2 mol H_2 .

Raisonnement

Correction: 1 mol O_2 exige 2 mol H_2 . O_2 limite; 2 mol H_2 restent. Le réactif limitant est celui qui s'épuise le premier selon les coefficients équilibrés. Ici l'oxygène ne peut consommer que 2 mol d' H_2 ; les 2 mol restantes doivent apparaître dans le bilan au lieu de disparaître.

Résultat

1 mol O_2 exige 2 mol H_2 .

Contrôle

2 mol H_2 restent.

Interprétation

les 2 mol restantes doivent apparaître dans le bilan au lieu de disparaître.

Repères numériques conservés. 4mol.

4. Pureté

50 kg de mélange à 92 % de produit utile.

Correction: 46 kg utiles.

Données du cas

Mélange total de 50 kg contenant 92 % de produit utile.

Relation

Masse utile = masse totale $\times$ fraction utile.

Raisonnement

Convertir 92 % en fraction décimale donne 0,92. Puis $50 \text{ kg} \times 0,92 = 46 \text{ kg}$ de produit utile.

Résultat

Le mélange contient 46 kg de produit utile.

Contrôle

La partie non utile vaut 8 % de 50 kg, soit 4 kg. $46 + 4 = 50 \text{ kg}$, ce qui ferme le bilan massique.

Interprétation

La pureté ne change pas la masse totale du lot; elle indique quelle fraction peut réellement remplir la fonction recherchée.

Repères numériques conservés. 50kg · 92%.

5. Pression partielle

25 % O_2 à 80 kPa. Référence quantitative

Correction: $p_{\text{O}_2}=20 \text{ kPa}$. Référence quantitative

Une fraction molaire de 25 % donne 20 kPa seulement parce que la pression totale est 80 kPa. Changer la pression totale changerait la pression partielle même si la composition restait identique. Référence quantitative

Données du cas

5. Pression partielle — 25 % O_2 à 80 kPa.

Relation

Correction: $p_{\text{O}_2}=20 \text{ kPa}$.

Raisonnement

Correction: $p_{\text{O}_2}=20 \text{ kPa}$. Une fraction molaire de 25 % donne 20 kPa seulement parce que la pression totale est 80 kPa. Changer la pression totale changerait la pression partielle même si la composition restait identique.

Résultat

$p_{O_2}=20$ kPa.

Interprétation

Changer la pression totale changerait la pression partielle même si la composition restait identique.

6. Sabatier

88 kg CO_2 avec H_2 suffisant: CH_4 idéal?

Correction: 44 kg $CO_2 \rightarrow 16$ kg CH_4 , donc 88 $\rightarrow$ 32 kg CH_4 . Référence quantitative

Le rapport 44 kg $CO_2 \rightarrow 16$ kg CH_4 est le bilan idéal de Sabatier avec hydrogène suffisant. Une unité réelle doit encore déclarer conversion, sélectivité, pureté du méthane et flux de réactifs non transformés. Référence quantitative

Données du cas

6. Sabatier — 88 kg CO_2 avec H_2 suffisant: CH_4 idéal?

Relation

Correction: 44 kg $CO_2 \rightarrow 16$ kg CH_4 , donc 88 $\rightarrow$ 32 kg CH_4 .

Raisonnement

Correction: 44 kg $CO_2 \rightarrow 16$ kg CH_4 , donc 88 $\rightarrow$ 32 kg CH_4 . Le rapport 44 kg $CO_2 \rightarrow 16$ kg CH_4 est le bilan idéal de Sabatier avec hydrogène suffisant. Une unité réelle doit encore déclarer conversion, sélectivité, pureté du méthane et flux de réactifs non transformés.

Résultat

44 kg $CO_2 \rightarrow 16$ kg CH_4 , donc 88 $\rightarrow$ 32 kg CH_4 .

Interprétation

Une unité réelle doit encore déclarer conversion, sélectivité, pureté du méthane et flux de réactifs non transformés.

Repères numériques conservés. 88kg.

7. Combustion

32 kg CH_4 exigent combien d' O_2 idéal?

Correction: Rapport 16:64, donc 128 kg O_2 .

Données du cas

7. Combustion — 32 kg CH_4 exigent combien d' O_2 idéal?

Raisonnement

Correction: Rapport 16:64, donc 128 kg O_2 .

Résultat

Rapport 16:64, donc 128 kg O_2 .

Interprétation

Correction: Rapport 16:64, donc 128 kg O_2 .

Repères numériques conservés. 32kg.

8. Capstone boucle

Une unité Sabatier reçoit 44 kg CO_2 et 8 kg H_2 , puis toute l'eau produite est électrolysée. Quel bilan idéal H_2/O_2 et que manque-t-il pour refermer H_2 ?

Correction: Sabatier produit 36 kg H_2O et 16 kg CH_4 . Électrolyse des 36 kg d'eau donne 4 kg H_2 et 32 kg O_2 . Seulement 4 des 8 kg H_2 reviennent: il faut 4 kg d'appoint H_2 ou une autre voie de récupération. Le calcul expose le maillon ouvert.

Le capstone révèle l'ouverture de la boucle hydrogène: l'électrolyse ne restitue que 4 kg H_2 sur les 8 kg injectés. Les 4 kg manquants sont incorporés au méthane tant qu'aucune voie supplémentaire ne les récupère.

Problèmes avancés supplémentaires

1. Eau électrolysée

18 kg H₂O donnent idéalement combien d'H₂ et O₂?

Correction raisonnée: La moitié du bilan 36 kg: 2 kg H₂ et 16 kg O₂.

La moitié du lot d'eau donne la moitié des produits parce que l'équation reste proportionnelle dans ce cas idéal. Cette linéarité ne doit pas être extrapolée automatiquement aux rendements d'une machine réelle à charge partielle.

Données du cas

1. Eau électrolysée — 18 kg H₂O donnent idéalement combien d'H₂ et O₂?

Relation

La moitié du lot d'eau donne la moitié des produits parce que l'équation reste proportionnelle dans ce cas idéal.

Raisonnement

Correction raisonnée: La moitié du bilan 36 kg: 2 kg H₂ et 16 kg O₂. La moitié du lot d'eau donne la moitié des produits parce que l'équation reste proportionnelle dans ce cas idéal. Cette linéarité ne doit pas être extrapolée automatiquement aux rendements d'une machine réelle à charge partielle.

Résultat

La moitié du bilan 36 kg: 2 kg H₂ et 16 kg O₂.

Interprétation

Cette linéarité ne doit pas être extrapolée automatiquement aux rendements d'une machine réelle à charge partielle.

Repères numériques conservés. 18kg.

2. Fraction molaire

2 mol O₂ + 8 mol N₂, fraction O₂? Référence quantitative

Correction raisonnée: 2/10=0,20=20 %. Référence quantitative

Données du cas

2. Fraction molaire — 2 mol O₂ + 8 mol N₂, fraction O₂?

Raisonnement

Correction raisonnée: 2/10=0,20=20 %.

Résultat

2/10=0,20=20 %.

Repères numériques conservés. 2mol · 8mol.

3. Rendement

Maximum 250 kg, réel 210 kg.

Correction raisonnée: 84 %.

Données du cas

Production maximale théorique: 250 kg; production réelle: 210 kg.

Relation

Rendement η = masse réelle / masse maximale × 100 %.

Raisonnement

Le rapport 210/250 = 0,84. Multiplier par 100 donne η = 84 %.

Résultat

Le rendement est de 84 %.

Contrôle

Un rendement de 84 % implique 16 % de perte. 16 % de 250 kg = 40 kg; 250 – 40 = 210 kg, ce qui retrouve la production réelle.

Interprétation

Dans ce cas, 40 kg du potentiel théorique ne deviennent pas du produit utile; ce déficit doit être intégré au dimensionnement des ressources.

Repères numériques conservés. 250kg · 210kg.

4. Mini-projet MOXIE

À 12 g/h pendant 10 h, production? Et pourquoi ne pas extrapoler directement à une usine?

Correction raisonnée: 120 g. Une usine doit ajouter disponibilité, puissance, compression, thermique, filtration, maintenance et stockage; le débit seul n'est pas une architecture.

Les 120 g sont une production cumulée à débit fixé pendant dix heures. Le calcul est correct mais ne transforme pas MOXIE en usine: une architecture industrielle ajoute disponibilité, compression, thermique, filtration, stockage et maintenance.

Données du cas

4. Mini-projet MOXIE — À 12 g/h pendant 10 h, production? Et pourquoi ne pas extrapoler directement à une usine?

Relation

À 12 g/h pendant 10 h, production?

Raisonnement

Correction raisonnée: 120 g. Une usine doit ajouter disponibilité, puissance, compression, thermique, filtration, maintenance et stockage; le débit seul n'est pas une architecture. Les 120 g sont une production cumulée à débit fixé pendant dix heures. Le calcul est correct mais ne transforme pas MOXIE en usine: une architecture industrielle ajoute disponibilité, compression, thermique, filtration, stockage et maintenance.

Résultat

120 g.

Interprétation

Le calcul est correct mais ne transforme pas MOXIE en usine: une architecture industrielle ajoute disponibilité, compression, thermique, filtration, stockage et maintenance.

Masse de produit réelle avec pureté, conversion et récupération

$$m_P = m_{\text{alim}} \cdot w \cdot X \cdot (v_P/v_R) \cdot (M_P/M_R) \cdot Y$$

1 — Question concrète	Quelle masse de produit récupérable obtient-on quand l'alimentation n'est pas pure, la conversion incomplète et la récupération imparfaite ?
2 — Intuition sans symboles	La stœchiométrie fixe un plafond idéal ; chaque imperfection réelle réduit successivement la quantité récupérable.
3 — Grandeurs	m_P : masse de produit récupéré ; m_{alim} : masse brute d'alimentation ; w : pureté ; X : conversion ; v_P/v_R : rapport stœchiométrique molaire ; M_P/M_R : conversion molaire → massique ; Y : récupération finale.
4 — Formule	$m_P = m_{\text{alim}} \cdot w \cdot X \cdot (v_P/v_R) \cdot (M_P/M_R) \cdot Y$
5 — Lecture	Lire la relation en nommant chaque grandeur et chaque opération : $m_P = m_{\text{alim}} \cdot w \cdot X \cdot (v_P/v_R) \cdot (M_P/M_R) \cdot Y$.
6 — Symboles et sens	Les facteurs w , X et Y sont compris entre 0 et 1 ; les rapports stœchiométriques et molaires traduisent la chimie de la réaction.

7 — Prononciation	Nommer chaque symbole, indice et opérateur sans les confondre avec son unité.
8 — Unités	$m_{\text{a lim}}$ et m_{P} dans la même unité de masse ; tous les autres facteurs sont des rapports compatibles.
9 — Convention	Appliquer les facteurs dans un ordre traçable et ne pas confondre conversion chimique avec récupération physique du produit.
10 — Pourquoi cette opération	Chaque multiplication retire une fraction non disponible ou convertit le réactif en produit selon la stœchiométrie.
11 — Hypothèses	Un réactif de référence limite la production et les facteurs sont représentatifs du même lot.
12 — Contrôle d'unités	Les fractions et rapports s'annulent dimensionnellement ; le résultat conserve l'unité de masse de l'alimentation.
13 — Cas numérique	Pour 1000 kg CO_2 brut à $w=0,90$, $X=0,80$, ratio $\text{CH}_4/\text{CO}_2=16/44$ et $Y=0,95$: $m_{\text{CH}_4} \approx 248,7$ kg.
14 — Pourquoi le calcul fonctionne	La pureté isole le réactif disponible, X applique la fraction convertie, le rapport massique donne le plafond produit, Y conserve seulement la fraction récupérée.
15 — Contrôle algébrique	Le rendement global par rapport à la masse brute est le produit de tous les facteurs multiplicatifs.
16 — Estimation mentale	Le rapport $16/44 \approx 0,36$; avec trois facteurs <1 , le produit final doit être nettement inférieur à 360 kg par tonne brute.
17 — Interprétation	Cette relation relie directement qualité de ressource, performance du réacteur et séparation à la production récupérable.
18 — Ce que le résultat ne prouve pas	Elle ne remplace pas un bilan multi-réactifs, une cinétique ni un modèle d'énergie et de recycle complet.
19 — Sensibilité	Une baisse de 10 % relative de w , X ou Y baisse la production de 10 % relative si les autres facteurs restent constants.
20 — Exercices guidé et autonome	----- Exercice guidé. 500 kg CO_2 brut, $w=0,8$, $X=0,9$, $Y=1$: CH_4 récupérable avec $16/44$? Correction guidée — ouvrir après avoir essayé $500 \times 0,8 \times 0,9 \times 16/44 \approx 130,9$ kg. Exercice autonome. Reprenez le cas de 1000 kg mais avec $Y=0,80$. Quelle masse CH_4 ? Correction autonome — ouvrir après avoir essayé $1000 \times 0,9 \times 0,8 \times 16/44 \approx 209,5$ kg.
21 — Décision mission	Utiliser cette production récupérable, et non le plafond stœchiométrique, pour fermer les besoins de mission.

Sources et références

Les sources distinguent lois chimiques, constantes et technologies réellement démontrées. Les débits d'usine utilisés pour changer d'échelle sont des scénarios d'apprentissage, pas des capacités annoncées.

- [NIST — SI Units: Amount of Substance](#) — Exact definition of the mole and Avogadro constant.
- [NASA Glenn — Equation of State](#) — Ideal-gas relation and state variables.
- [NASA — Environmental Control and Life Support System](#) — Operational ISS life-support architecture.
- [NASA/JPL — MOXIE completes Mars mission](#) — 122 g total O2, up to 12 g/h, at least 98% purity.
- [NASA TechPort — MARS-C](#) — Source primaire ou institutionnelle utilisée pour les définitions, le statut technologique ou les données du module.

Matrice de compétences FR ↔ EN

Cette matrice vérifie compétence par compétence la couverture intellectuelle FR ↔ EN des mini-leçons canoniques.

Compétence	Français	English	Statut
01	Quantité de matière à partir de la masse	Amount of substance from mass	PASS
02	Compter les atomes par coefficient moléculaire	Counting atoms from molecular coefficients	PASS
03	Équilibrer l'électrolyse de l'eau	Balancing water electrolysis	PASS
04	Masse utile à partir de la pureté	Usable mass from feed purity	PASS
05	Pression partielle dans un mélange gazeux	Partial pressure in a gas mixture	PASS
06	Bilan massique idéal de l'électrolyse	Ideal mass balance of electrolysis	PASS
07	Bilan stœchiométrique de Sabatier	Sabatier stoichiometric mass balance	PASS
08	Combustion stœchiométrique du méthane	Stoichiometric methane combustion	PASS
09	Passer d'un débit journalier à un débit horaire et à un nombre d'unités	Convert daily throughput to hourly rate and unit count	PASS
10	Production annuelle avec disponibilité	Annual production with availability	PASS
11	Masse de contaminant à partir d'une concentration	Contaminant mass from concentration	PASS
12	Autonomie d'une marge d'épaisseur face à la corrosion	Lifetime of a corrosion thickness margin	PASS
13	Concentration massique	Mass concentration	PASS
14	Boucle Sabatier–électrolyse : bilan net	Sabatier–electrolysis loop: net balance	PASS
15	Masse de produit réelle avec pureté, conversion et récupération	Real product mass with purity, conversion and recovery	PASS