

Equilibrer une équation de réaction

Pour équilibrer une équation de réaction, il faut :

- ❖ Ecrire les formules moléculaires des réactifs et des produits
- ❖ Compter le nombre d'atomes de chaque sorte, dans les réactifs et dans les produits. Un tableau est en général utile ici.
- ❖ A gauche et à droite de la flèche, il doit y avoir le même nombre d'atomes d'un même type (conservation de la matière). Choisir un atome parmi ceux qui n'ont pas le même nombre des deux côtés, multiplier le nombre de molécules par un nombre ENTIER pour qu'il en soit ainsi, en faisant figurer ce nombre devant la formule de la molécule.
- ❖ Recommencer l'opération jusqu'à ce qu'il y ait le même nombre d'atome des deux côtés.

Les coefficients stœchiométriques correspondent alors aux différentes proportions de réactifs et de produit.

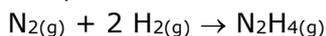
Exercice I

Ajuster les nombres stœchiométriques dans les équations chimiques suivantes :

1. ... $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \dots \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \dots \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \dots \text{CO}_2(\text{g})$
2. ... $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \dots \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \dots \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s}) + \dots \text{O}_2(\text{g})$
3. ... $\text{CH}_4(\text{g}) + \dots \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \dots \text{C}(\text{s}) + \dots \text{HCl}(\text{g})$
4. ... $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + \dots \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \dots \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \dots \text{CO}_2(\text{g})$
5. ... $\text{Fe}(\text{s}) + \dots \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \dots \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$

Exercice II

La réaction entre le diazote et le dihydrogène produit du diazane selon la réaction



1. Ecrire la relation entre les quantités de matière initiales des réactifs pour qu'elles soient dans les proportions stœchiométriques
2. Parmi les mélanges suivants, lesquels vérifient les proportions stœchiométriques ?
 - a. 4 moles de N_2 et 2 moles de H_2
 - b. 4 moles de N_2 et 4 moles de H_2
 - c. 2 moles de N_2 et 4 moles de H_2
 - d. 1 mole de N_2 et 0,5 mole de H_2

Dosage spectrophotométrique par étalonnage

Un spectrophotomètre mesure l'absorbance (notée A) d'une solution colorée, c'est-à-dire l'intensité de la lumière absorbée par rapport à l'intensité de la lumière incidente. L'absorbance n'a donc pas d'unité.

On choisit la longueur d'onde λ_{max} pour laquelle l'absorbance est maximale afin de réduire les incertitudes de mesure. L'absorbance d'une solution et sa concentration sont proportionnelles, reliées entre elles par la loi de Beer-Lambert.

Pour effectuer un dosage spectrophotométrique par étalonnage :

- On mesure l'absorbance des solutions de l'échelle de teinte afin de construire la droite d'étalonnage $A = k \times c$.
- On mesure l'absorbance de la solution à tester
- En utilisant la relation de la droite d'étalonnage ou par une méthode graphique, on détermine la concentration de la solution à tester.

Titrage

Le dosage par titrage est une méthode destructive (la solution dosée est modifiée) faisant intervenir une réaction chimique, appelée réaction support du titrage, qui consomment l'espèce à doser. Cette réaction doit être totale et unique. On utilise pour cela une solution titrante de concentration précise et connue.

A l'équivalence du titrage, les réactifs titré et titrant sont introduits en proportions stœchiométriques. On a alors une relation entre les quantités de matière $n_{A,0}$ dans la solution titrée et $n_{B,\text{eq}}$ de réactif titrant versé à l'équivalence (au volume V_E).

Exercice III

On cherche à déterminer la concentration d'une solution de diiode inconnue, dont l'absorbance est $A = 0,92$. Pour cela, on fabrique une échelle de teinte et on mesure l'absorbance de chaque solution :

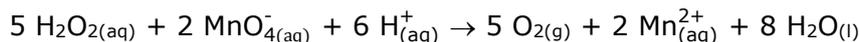
Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅
c_i (mol.L ⁻¹)	$5,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$3,0 \times 10^{-3}$	$4,0 \times 10^{-3}$
A	0,23	0,49	0,96	1,45	1,92

Déterminer la concentration de la solution de diiode inconnue.

Exercice IV

On cherche à déterminer la concentration d'une solution d'eau oxygénée inconnue. Pour cela, on procède au titrage colorimétrique d'un volume $V_S = 10,0$ mL de solution d'eau oxygénée incolore par les ions permanganate violets, en utilisant une solution de permanganate de potassium ($K_{(aq)}^+ + MnO_{4(aq)}^-$) de concentration molaire $c_{MnO_4} = 3,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹

La réaction entre l'eau oxygénée $H_2O_{2(aq)}$ et les ions permanganate $MnO_{4(aq)}^-$ en milieu acide a pour équation :



L'équivalence est repérée pour un volume de permanganate versé de $V_E = 12,5$ mL.

Déterminer la concentration de la solution d'eau oxygénée inconnue.

Electronégativité

L'électronégativité d'un atome traduit sa capacité à attirer à lui le doublet d'électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé.

Lorsque deux atomes présentent des électronégativités différentes, les électrons mis en commun dans la liaison ne sont plus vraiment au centre des deux atomes mais décalés vers l'atome le plus électronégatif qui va donc porter un excès de charge négative appelé charge partielle notée $-\delta$. Au contraire, l'atome le moins électronégatif présente un déficit de charge négative et porte donc une charge partielle positive notée $+\delta$.

Représentation de Lewis

Pour donner la représentation de Lewis d'un atome :

- Déterminer sa configuration électronique et regarder la couche externe.
- Déterminer combien d'électron N_V il faudrait que l'atome gagnent pour se rapprocher du gaz noble suivant – ce sont les électrons de valence (représentés par des points autours de l'atome). Pour cela, on applique la règle du « duet » (couche 1s – 2 électrons max) ou de l'octet (autres couches – 8 électrons max).
- Le nombre d'électrons de la couche externe n'étant pas électron de valence vont former des doublets non-liants, 2 par 2 (représenté par des traits autours de l'atome). On aura donc $(N_{TOT} - N_V)/2$ doublets.

Exemple : dioxygène $\langle \overset{\cdot\cdot}{O}=\overset{\cdot\cdot}{O} \rangle$

Exercice V

Placer les charges partielles dans les liaisons suivantes : C-O O-H C-Cl

Données : par électronégativité croissante, $C < O < Cl$

Exercice VI

Pour chaque molécule, choisir la représentation de Lewis correcte parmi les propositions.

Données : H : Z=1 C : Z=6 N : Z=7 O : Z=8

Molécule	Proposition 1	Proposition 2
Acide cyanhydrique HCN	$H-\bar{C}-\bar{N} $	$H-C \equiv N $
Acétylène C ₂ H ₂	$H-C \equiv C-H$	$H-\bar{C}=\bar{C}-H$
Méthanal CH ₂ O	$H-\overset{\cdot\cdot}{C}-H$ $\quad $ $\quad \overset{\cdot\cdot}{O}$	$H-\bar{C}-H$ $\quad $ $\quad O $

Réponses

Exercice I

- 1) $2 C_2H_6(g) + 7 O_2(g) \rightarrow 6 H_2O_{(l)} + 4 CO_{2(g)}$ 2) $11 H_2O_{(l)} + 12 CO_{2(g)} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11(s)} + 12 O_2(g)$
3) $CH_4(g) + 2 Cl_2(g) \rightarrow C_{(s)} + 4 HCl_{(g)}$ 4) $C_2H_6O_{(l)} + 3 O_2(g) \rightarrow 3 H_2O_{(l)} + 2 CO_{2(g)}$ 5) $3 Fe_{(s)} + 2 O_2(g) \rightarrow Fe_3O_{4(s)}$

Exercice II

- 1) $n_0(H_2) = 2 \times n_0(N_2)$ 2) c

Exercice III

$c = 1,92 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹

Exercice IV

$c = 9,4 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹

Exercice V

C (+δ) – O (-δ) O (-δ) – H (+δ) C (+δ)-Cl (-δ)

Exercice VI

Proposition 2 / Proposition 1 / Proposition 1