ETUDE DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

Partie I

OBJECTIFS DU CHAPITRE

1. Ecrire l'équation d'une équation chimique pondérée en respectant les règles d'écriture

2. Pour une réaction chimique complète :
   - déterminer si les réactifs sont oui ou non en proportions stœchiométriques en justifiant sur base de valeurs chiffrées
   - déterminer le réactif limitant (proportions non stoechio.) en justifiant sur base de valeurs chiffrées
   - calculer des quantités de matière pour un rendement de réaction donné et vice versa

3. Pour une réaction chimique limitée à un équilibre :
   - calculer la constante d'équilibre sur base des concentrations molaires (Kc)
   - calculer la composition d'un système à l'équilibre

RÉACTION CHIMIQUE & ÉQUATION CHIMIQUE

- La réaction chimique est un événement.
- L'équation chimique est la façon de représenter l'événement.
- L'évènement est la ou les transformation(s) d'une ou plusieurs molécules.

ÉQUATIONS CHIMIQUES

- Conformes au principe de conservation des atomes (et des charges)

- Exemple: le gaz de ville qui brûle

$$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$$

Les réactifs sont CH_4 et O_2

Les produits sont CO_2 et H_2O

Les indices stœchiométriques multiplient le symbole de l'élément (atome) qui précède.

Les coefficients stœchiométriques multiplient la formule chimique (molécule) qui suit.

ÉQUATIONS CHIMIQUES

- Conformes au principe de conservation des atomes (et des charges)

- Exemple: le gaz de ville qui brûle

$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

Elément	Réactifs	Produits
C	1 atome	1 atome
H	4 atomes	2.2 = 4 atomes
O	2.2 = 4 atomes	2+2 = 4 atomes

ÉQUATIONS CHIMIQUES

- Conformes au principe de <u>conservation de la matière</u> (Lavoisier)

$$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$$

Composé	CH_4	+	$2\ O_2$	->	CO_2	+	$2\ H_2O$
Au départ	32 g		640 g		/		/
À la fin	/		512 g		88 g		72 g

masse totale de réactifs = masse totale de produits (+ réactifs en excès)

32 + 640 => 672 g

88 + 72 + 512 => 672 g

PONDÉRATION DES ÉQUATIONS CHIMIQUES

Il s'agit de placer des coefficients (souvent des nombres entiers) DEVANT les molécules de manière à égaler le nombre d'**atomes** à gauche (réactifs) et à droite (produits) de la flèche.

ATTENTION, cela suppose que les molécules soient correctement écrites (cf. chapitre 1) !

Exemples: $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

$Fe_2S_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2S$

PONDÉRATION DES ÉQUATIONS CHIMIQUES

Il s'agit de placer des coefficients (souvent des nombres entiers) DEVANT les molécules de manière à égaler le nombre d'**atomes** à gauche (réactifs) et à droite (produits) de la flèche.

ATTENTION, cela suppose que les molécules soient correctement écrites (cf. chapitre 1) !

Exemples:

$2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

$Fe_2S_3 + 6\ HCl \rightarrow 2\ FeCl_3 + 3\ H_2S$

PONDÉRATION DES ÉQUATIONS CHIMIQUES

Pondérez les équations suivantes :

$Al_2(CO_3)_3 + HNO_2 \rightarrow Al(NO_2)_3 + H_2CO_3$

$NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O$

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$

nitrate d'argent et chlorure de fer III -> chlorure d'argent et

nitrate de fer III

PONDÉRATION DES ÉQUATIONS CHIMIQUES

Pondérez les équations suivantes :

$Al_2(CO_3)_3 + 6\ HNO_2 \rightarrow 2\ Al(NO_2)_3 + 3\ H_2CO_3$

$3\ NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$

$P_2O_5 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ H_3PO_4$

$3\ AgNO_3 + FeCl_3 \rightarrow 3\ AgCl + Fe(NO_3)_3$

PRÉSENCE DE CHARGES ET SOLUTIONS AQUEUSES

- La dissolution du sel (solide ionique) dans l'eau s'écrit :

$$CaCl_{2(s)} \xrightarrow{eau} Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ Cl^{-}_{(aq)}$$

- La dissolution d'un composé covalent polaire (acides ou bases forts.es) dans l'eau s'écrit :

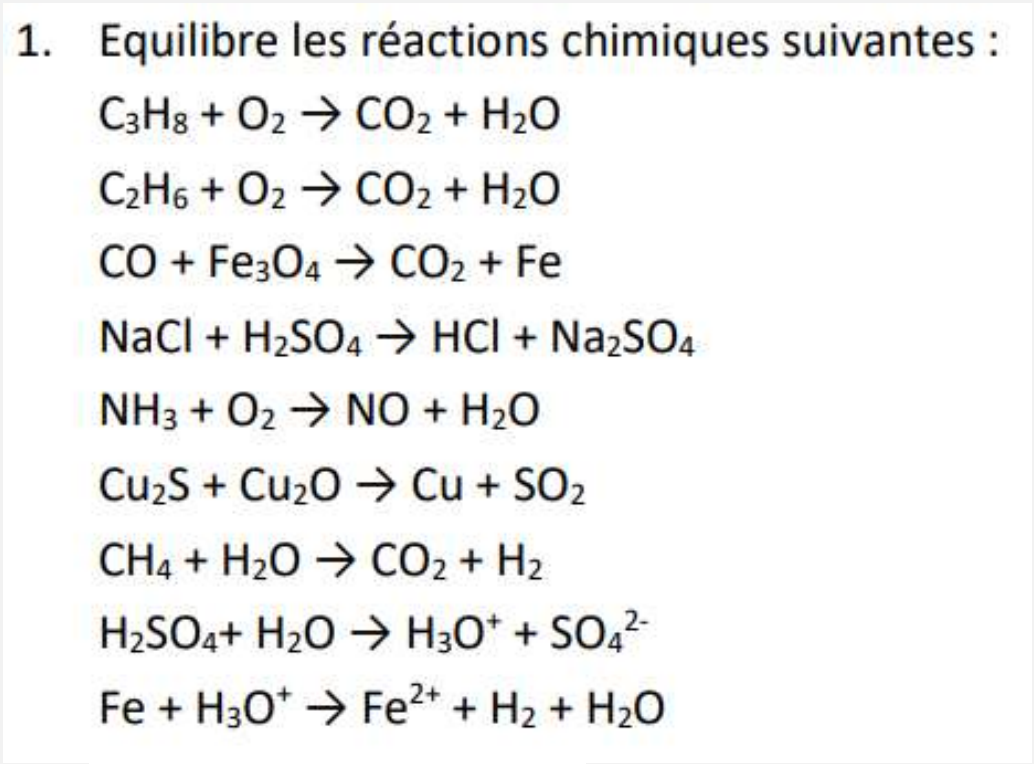
$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(liq)} \rightarrow H_3O^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

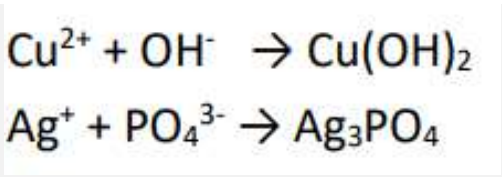
- La dissolution d'un composé covalent apolaire dans l'eau s'écrit :

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{eau} C_6H_{12}O_{6\ \text{hydraté}}$$

EXERCICE 1 DES NOTES

1. Equilibre les réactions chimiques suivantes :





EXERCICE 1 DES NOTES: SOLUTION

1. $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

$C_2H_6 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

$4\ CO + Fe_3O_4 \rightarrow 4\ CO_2 + 3\ Fe$

$2\ NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2\ HCl + Na_2SO_4$

$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$

$Cu_2S + 2\ Cu_2O \rightarrow 6\ Cu + SO_2$

$CH_4 + 2\ H_2O \rightarrow CO_2 + 4\ H_2$

$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^+ + SO_4^{2-}$

$Fe + 2\ H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2\ H_2O$

$Cu^{2+} + 2\ OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$

$3\ Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4$

DIFFÉRENTS TYPES DE RÉACTIONS CHIMIQUES

- Critère = nature de la réaction
  - ✓ Réactions redox (cf. chapitre 9) : avec changement du N.O. de certains atomes
  - ✓ Réactions d'échanges ioniques : sans changement du N.O. des atomes.
- Critère = mécanisme réactionnel
  - ✓ Réactions d'addition : $A+B \rightarrow AB$
  - ✓ Réactions de décomposition : $AB \rightarrow A + B$
  - ✓ Réactions de substitution : $AB + C \rightarrow CB + A$ ou $AB + CD \rightarrow AD + CB$
- Critère = nature du produit formé
  - ✓ Réactions de précipitation : $NaCl(aq) + AgNO_3\ (aq)$ -> $AgCl(s)$ (précipité) + $NaNO_3(aq)$
  - ✓ Réactions de complexation : formation d'un complexe de coordination

RÉACTIONS COMPLÈTES ET RÉACTIONS LIMITÉES À UN ÉQUILIBRE

- Réactions complètes (Réactifs → Produits)

=> Se déroule jusqu'à épuisement d'un réactif (le limitant) au moins

n (mol)	2 HCl	+ $Ca(OH)_2$	→ $CaCl_2$	+ 2 H_2O
t0 (début)	0,5	0,8	/	/
tf (fin)	0	0,8-0,25 = 0,55	0,25	0,5

n (mol)	2 HCl	+ $Ca(OH)_2$	→ $CaCl_2$	+ 2 H_2O
t0 (début)	0,5	0,25	/	/
tf (fin)	0	0	0,25	0,5

RÉACTIONS COMPLÈTES ET RÉACTIONS LIMITÉES À UN ÉQUILIBRE

- Réactions limitées à un équilibre (Réactifs ⇌ Produits)

  ⇒ Aucun des réactifs n'est épuisé totalement

  ⇒ Réaction directe (→) et réaction inverse (←) se produisent en même temps

  ⇒ A l'équilibre, les 2 réactions ont la même vitesse même si on a l'impression que rien ne change

n (mol)	$2\ H_2$	+	O_2	⇌	$2\ H_2O$
t0 (début)	0,8		0,4		/
tf (fin)	0,8-2.x		0,4-x		2.x

ÉTUDE QUANTITATIVE DE RÉACTIONS CHIMIQUES COMPLÈTES

La stoechiométrie

QU'EST-CE QUE LA STŒCHIOMÉTRIE ?

Marquise aux citrons (10 pers.)

- Prendre 1 L de vin blanc de Moselle
- Ajouter 400 g de sucre fin et bien mélanger
- Ajouter 500 mL de Gin
- Ajouter le jus de 6 citrons
- Mélanger le tout et conserver au frigo
- Juste avant de servir, verser 1 bouteille d'eau pétillante fraîche
- Tchin tchin !



QU'EST-CE QUE LA STŒCHIOMÉTRIE ?

Marquise aux citrons (10 pers.)

- Prendre 1 L de vin blanc de Moselle
- Ajouter 400 g de sucre fin et bien mélanger
- Ajouter 500 mL de Gin
- Ajouter le jus de 6 citrons
- Mélanger le tout et conserver au frigo
- Juste avant de servir, verser 1 bouteille d'eau pétillante fraîche
- Tchin tchin !



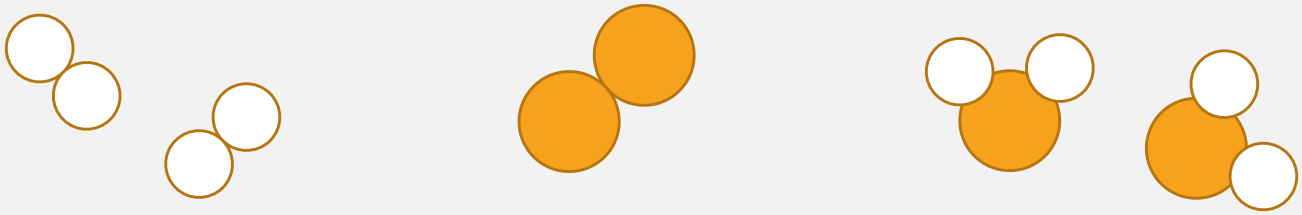
Proportions déterminées = "stœchiométrie"

A quoi sert la stœchiométrie ?



C'est pareil pour la chimie…

$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$



Bilan moléculaire	**2** molécules de dihydrogène réagissent avec **1** molécule de dioxygène pour former **2** molécules d'eau.
Bilan molaire	**2** moles de dihydrogène réagissent avec **1** mole de dioxygène pour former **2** moles d'eau.
Bilan massique	**4,04 g** de dihydrogène réagissent avec **32,0 g** de dioxygène pour former **36,04 g**.
Bilan atomique	**4 atomes** d'hydrogène et **2 atomes** d'oxygène avant et après réaction.



Loi de conservation de la matière de *A. Lavoisier*

Conditions stoechiométriques

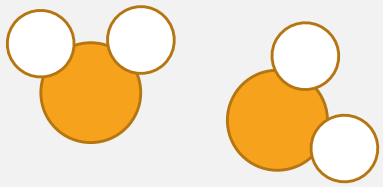
$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$



Quantités de réactifs respectent les proportions indiquées par l'équation

Conditions stoechiométriques

$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

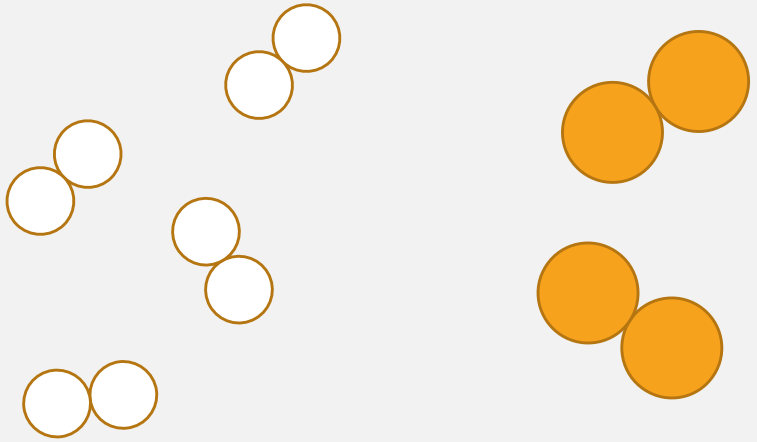


Quantités de réactifs respectent les proportions indiquées par l'équation

Tous les réactifs sont consommés !

Conditions stoechiométriques

$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

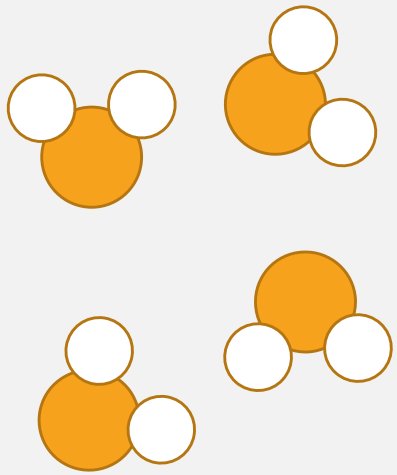


Quantités de réactifs respectent les proportions indiquées par l'équation

Conditions stoechiométriques

$2\ H_2 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad 2\ H_2O$

Quantités de réactifs respectent les proportions indiquées par l'équation



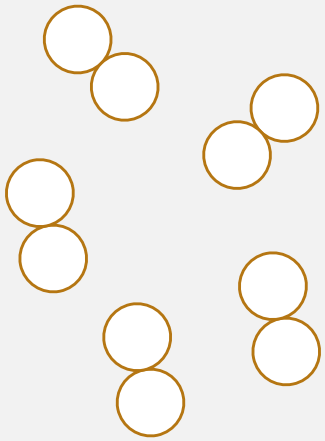
Tous les réactifs sont consommés !

EXERCICES PROPOSÉS

- 2-3-21-4-5 (notes de cours)
- Exercices supplémentaires 1 à 4 (HELMo Learn)
- 12-22-23-33-37 (notes de cours)

Conditions non-stoechiométriques

$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$



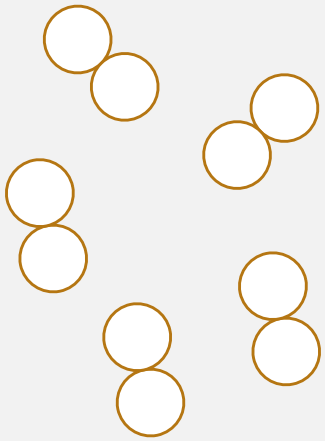




Quantités de réactifs ne respectent PAS les proportions indiquées par l'équation

Conditions non-stoechiométriques

$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$







Réactif en EXCES

Réactif LIMITANT (= en défaut)

Quantités de réactifs ne respectent PAS les proportions indiquées par l'équation

Conditions non-stoechiométriques

$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$



Quantités de réactifs ne respectent PAS les proportions indiquées par l'équation

Réactif en EXCES

est partiellement consommé

Réactif LIMITANT (= en défaut)

est totalement consommé

Comment prévoir les quantités formées si les conditions stoechio. ne sont pas respectées?

Partons d'un exemple….

A l'état gazeux, on fait réagir 60 g de dihydrogène avec 56 g de diazote. Quelle masse d'ammoniac sera formée ?

Réactifs ? Produit ?

Equation de la réaction ?

	N_2 +	H_2	→ NH_3
Equilibrer	N_2 +	3 H_2	→ 2 NH_3
Lecture			
moléculaire x $6{,}02\ 10^{23}$	1 molécule de N_2 x nombre d'Avogadro	+ 3 molécules de H_2	→ 2 molécules de NH_3
macroscopique	1 mole de N_2	+ 3 moles de H_2	→ 2 moles de NH_3

Exemple:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Réaction	N_2 +	3 H_2	→ 2 NH_3
m^0 (g)	56	60	0
M (g/mol)	28	2	17
n^0 (mol)			

Exemple:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Réaction	N_2 +	3 H_2	→ 2 NH_3
m^0 (g)	56	60	0
M (g/mol)	28	2	17
n^0 (mol)	2	30	0

Exemple:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Réaction	N_2 +	3 H_2	→ 2 NH_3
m^0 (g)	56	60	0
M (g/mol)	28	2	17
n^0 (mol)	2	30	0

Conditions stoechio si : $n^0 H_2 = 3 * n^0 N_2$

Exemple:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Réaction	N_2 +	3 H_2	→ 2 NH_3
m^0 (g)	56	60	0
M (g/mol)	28	2	17
n^0 (mol)	2	30	0

Conditions stoechio si : $n^0 H_2 = 3 * n^0 N_2$

Ici, on a : $30 > 3*2 = 6$

Exemple:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Réaction	N_2 +	3 H_2	→ 2 NH_3
m^0 (g)	56	60	0
M (g/mol)	28	2	17
n^0 (mol)	2	30	0

Conditions stoechio si : $n^0 H_2 = 3 * n^0 N_2$

Ici, on a : $30 > 3*2 = 6$ → Conditions non stoechio et N_2 = réactif limitant

Bilan massique:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Réaction	N_2 +	3 H_2	→ 2 NH_3	TOTAL
m^0 (g)	56	60	0	116
$m^{engagé}$ (g)	56	12 (6*2)	68 (4*17)	-
m^f (g)	0	48	68	116

RENDEMENT D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

- Même lorsqu'une réaction chimique est complète, il peut y avoir des pertes => le rendement n'est pas de 100 %

- Le rendement se calcule :
  - ✓ TOUJOURS PAR RAPPORT AU REACTIF LIMITANT
  - ✓ à l'aide de la formule suivante

$$\eta = \frac{\text{quantité de produits réellement obtenue}}{\text{quantité maximale de produits qu}'\text{on pourrait obten}ir} . 100$$

RENDEMENT D'UNE RÉACTION CHIMIQUE: EXEMPLE

On attaque 54 mg d'aluminium par 40 ml de HCl 0,5 M et on obtient du dihydrogène gazeux et du chlorure d'aluminium en solution.

Le volume de gaz obtenu mesuré dans les CNTP est de 61 ml.

Quel est le rendement de la réaction ?

RENDEMENT D'UNE RÉACTION CHIMIQUE: EXEMPLE

On attaque 54 mg d'aluminium par 40 ml de HCl 0,5 M et on obtient du dihydrogène gazeux et du chlorure d'aluminium en solution. Le volume de gaz obtenu mesuré dans les CNTP est de 61 ml. Quel est le rendement de la réaction ?

Réaction: $\mathbf{2}\ Al(s) + \mathbf{6}\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$

Al: 27 g/mol => n°Al = 0,054/27 = 0,002 mol

n°HCl = 0,5.0,040 = 0,02 mol

n°HCl/n°Al = 10 ≠ **3** => on n'est pas dans les proportions stœchiométriques (6/2)

Pour 0,002 mol d'Al, on a besoin de 0,006 mol de HCl.

Or, on a 0,02 mol de HCl

Donc HCl est en excès et Al est limitant => Al est entièrement consommé

RENDEMENT D'UNE RÉACTION CHIMIQUE: EXEMPLE

n (mol)	2 Al	+	6 HCl	→	2 $AlCl_3$	+	3 H_2
t0 (début)	0,002		0,02		/		/
tf (fin)	0		0,02-3.0,002 = 0,014		0,002		(0,002/2).3 =0,003

Dans les CNTP, on devrait produire un volume de H_2 égal à:
V = n.R.T/p = 0,003.0,082.273,15/1 = 0,067 L = 67 mL

Or on produit réellement 61 mL de H_2
Donc le rendement vaut : 100.61/67 = 91 %

EXERCICES PROPOSÉS

- Exercices supplémentaires sur Helmo learn: 5 à 9 (conditions non stoechio)
- Exercices supplémentaires (Helmo learn): 10 à 14 (rendement)
- 41-43-45-47-49 des notes de cours (conditions non stoechio)
- 50-52-54-55-59 des notes de cours (rendement)