

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Partie 3A. Evolution spontanée d'un système chimique

CHAP 7A-RAPPELS 2^{nde} -1^{ère}

1. LA QUANTITE DE MATIERE

La matière est constituée d'atomes, d'ions, molécules qui possèdent des masses et des tailles dont les ordres de grandeurs sont qualifiés de microscopique.

La quantité de ces entités chimiques présentes dans un petit échantillon de matière est par conséquent extrêmement grande. Il est important en chimie de pouvoir dénombrer le nombre noté **N** d'atomes, d'ions ou de molécules qui composent un échantillon de matière.

1.1. La mole

Pour rendre compte de la quantité d'éléments qui constituent un échantillon, on n'utilise pas le nombre **N** qui est un nombre beaucoup trop grand mais on utilise une grandeur dérivée notée **n** appelée la quantité de matière qui s'exprime dans une unité appelée la mole de symbole **mol**.

La mole a été définie par Avogadro comme étant la quantité d'éléments contenus dans **12 g de carbone 12**.

- Ce nombre est égal à $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- Une mole de n'importe quelle entité contient donc $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Exemple : $n = 1,5 \text{ mol}$ correspond à $N = 1,5 * 6,02 \times 10^{23} = 9,03 \times 10^{23}$ entités

1.2. Masse molaire atomique et moléculaire

1.2.1. Masse molaire atomique

- La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée masse molaire atomique.
- Elle est notée **M** et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La masse molaire des différents éléments est indiquées dans le tableau périodique des éléments.

Exemple : $M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

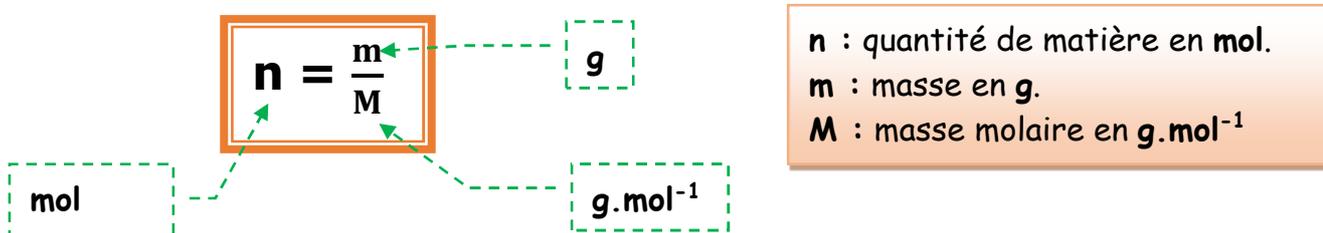
1.2.2. Masse molaire moléculaire

- La masse molaire d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule et s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques de chacun des atomes qui la composent.

Exemple : $M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + M_O = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. RELATION ENTRE n ET M : POUR LES SOLIDES, LES LIQUIDES ET LES GAZ

La quantité de matière **n** d'un échantillon de masse **m** composée d'éléments chimiques de masse molaire **M** est :



3. LES GAZ :

3.1 Le volume molaire

Un gaz ne se caractérise pas par sa masse mais grâce à son volume.

La quantité de matière d'un gaz est donc liée à son volume.

Ainsi s'énonce la loi d'Avogadro Ampère.

A température et pression données,
une mole de gaz occupe un volume constant appelée
volume molaire et noté V_m . Il s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$.

A 0°C et sous une pression $p=1013$ hPa : $V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$.

A 20°C et sous une pression $p=1013$ hPa : $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$.

A 100°C et sous une pression $p=1013$ hPa : $V_m = 30,6 L \cdot mol^{-1}$.

3.2. Relation entre n et V_m

La quantité de matière d'un gaz de volume V est donnée par la relation :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Diagram illustrating the units of the variables in the equation $n = \frac{V}{V_m}$. Dashed arrows point from the variables to their respective units in boxes: n to mol , V to L , and V_m to $L \cdot mol^{-1}$.

n : quantité de matière en **mol**.
 V : volume du gaz en **L**
 V_m : Volume molaire du gaz en **$L \cdot mol^{-1}$**

4. LES SOLUTIONS AQUEUSES

4.1. Définitions

- Une solution : c'est le résultat de la dissolution d'une substance chimique, le **soluté** dans un **solvant**.
- Un **soluté** peut être solide, liquide ou gazeux.
- Comme **solvant**, on utilise : l'eau, l'alcool (éthanol) ou l'acétone..., le White spirit.....

4.2. Caractéristiques des solutions

4.2.1. La concentration massique

La concentration ou titre massique t en $g \cdot L^{-1}$ d'une solution homogène est définie par:

$$t = \frac{m}{V}$$

Diagram illustrating the units of the variables in the equation $t = \frac{m}{V}$. Dashed arrows point from the variables to their respective units in boxes: t to $g \cdot L^{-1}$, m to g , and V to L .

- t : concentration ou titre massique en **$g \cdot L^{-1}$**
- m : la masse du corps dissous en **gramme (g)**
- V : le volume total de la solution en **Litre (L)**

4.2.2. La concentration molaire

On définit également la concentration molaire C d'une solution homogène par

$$C = \frac{n}{V}$$

mol

mol.L⁻¹

L

C : s'exprime en mol.L⁻¹.

V : le volume total de la solution en Litre (L).

n : quantité de matière en mol.

4.2.3. La dilution

- Diluer une solution consiste à y ajouter un volume V de solvant.
- Lors d'une dilution, le volume augmente **mais la quantité de matière de soluté reste constante.**

Relation de la dilution :

- Soit une solution de départ notée **0** de concentration C_0 et de volume V_0 .
 - Après dilution, on obtient une solution finale notée **1** de concentration C_1 et de volume V_1 .
- La quantité de matière étant la même dans les deux solutions, on peut écrire

mol.L⁻¹

mL

$$C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$

mol.L⁻¹

mL

V_0 : Le volume à prélever (mL)

C_0 : La concentration de la solution de départ (mol.L⁻¹)

V_1 : Le volume **total** de la solution finale (mL)

C_1 : La concentration de la solution finale (mol.L⁻¹)

Démonstration :

$n_0 = n_1$ avec $n_0 = C_0 \times V_0$ et $n_1 = C_1 \times V_1$ donc $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$

Facteur de dilution :

Le facteur de dilution noté F (tjrs supérieur à 1) est une grandeur sans unité qui s'exprime par

mL

mol.L⁻¹

$$F = \frac{V_1}{V_0} = \frac{C_0}{C_1}$$

mL

mol.L⁻¹

V_0 : Le volume à prélever (mL)

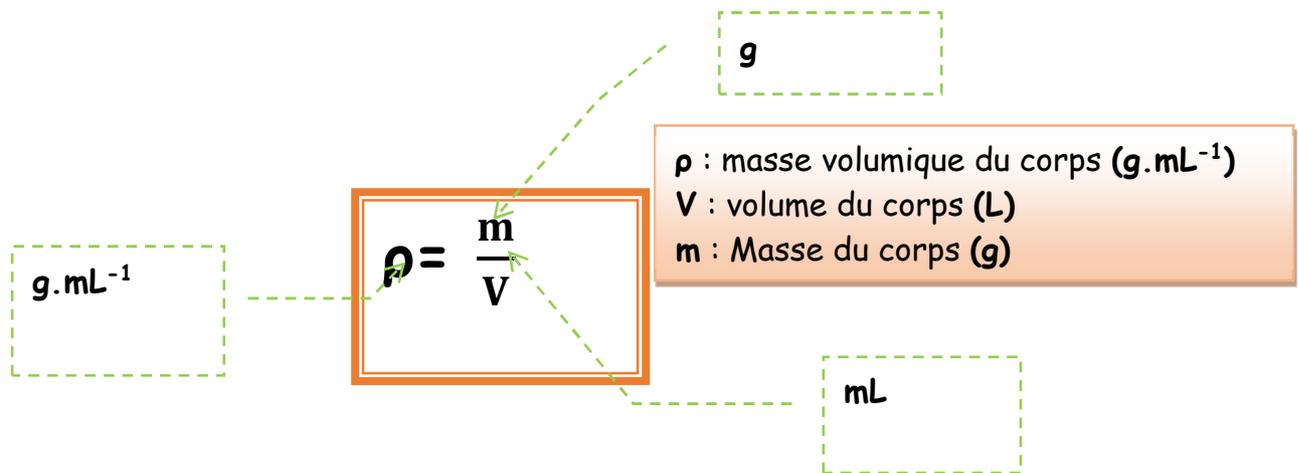
C_0 : La concentration de la solution de départ (mol.L⁻¹)

V_1 : Le volume total de la solution finale (mL)

C_1 : La concentration de la solution finale (mol.L⁻¹)

4.1.2. Masse volumique

A une température donnée, la masse volumique ρ (ro) (ou aussi μ : mu) d'un corps est égale à la masse du corps divisée par son volume V

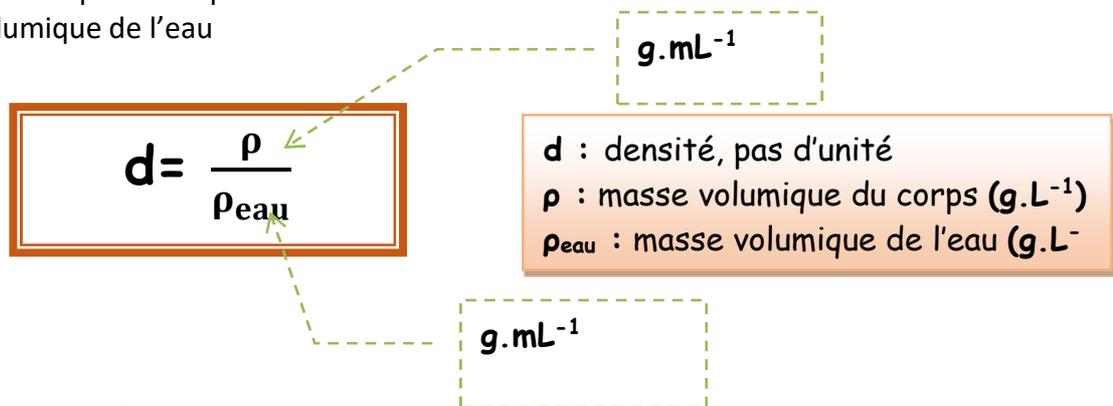


Remarque :

- La masse volumique ρ peut aussi s'exprimer en kg.L^{-1} ; kg.m^{-3} ; g.mL^{-1} ...
- La masse volumique de l'huile est de $\rho = 900 \text{ g.L}^{-1}$
- La masse volumique de l'alcool est de $\rho = 788 \text{ g.L}^{-1}$

4.1.3. La densité

Notée d (elle n'a pas d'unité), c'est la masse volumique du corps divisée par la masse volumique de l'eau



Remarque :

La masse volumique de l'eau est de $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg.L}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$

- Dans un récipient le liquide le moins dense se place au-dessus du liquide le plus dense

1. NOTION D'AVANCEMENT

1.1. Réactif limitant

- Le réactif limitant est le réactif qui est introduit en défaut et qui disparaît donc totalement au cours de la réaction
- A l'état final, la quantité de matière du réactif limitant est nulle ($n_{\text{réactif limitant}} = 0$)
- Les autres réactifs dont la quantité de matière n'est pas nulle, sont dits en excès

1.2. Avancement d'une réaction chimique

- L'avancement d'une réaction chimique est une variable notée x , qui permet de déterminer les quantités de matières des réactifs qui restent, ou qui ont disparus, ainsi que les quantités de matières des produits formés.
- L'avancement est dit maximale (noté x_{max}), lorsque la réaction est terminée, c'est-à-dire lorsque la quantité de matière du réactif limitant est nulle

2. TABLEAU D'AVANCEMENT D'UNE REACTION CHIMIQUE

- On prend par exemple la réaction $2\text{Al}_{(s)} + 3\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2.\text{AlCl}_{3(s)}$
- On introduit initialement : $n_0(\text{Al}_{(s)}) = 0,6 \text{ mol.}$ et $n_0(\text{Cl}_{2(g)}) = 0,3 \text{ mol.}$

2.1. Comment trouver le réactif en défaut (limitant) sans tableau

On compare $\frac{n_0(\text{Al}_{(s)})}{2}$ et $\frac{n_0(\text{Cl}_{2(g)})}{3}$

Si $\frac{n_0(\text{Al})}{2} < \frac{n_0(\text{Cl}_{2(g)})}{3}$ alors le réactif limitant c'est $\text{Al}_{(s)}$

Si $\frac{n_0(\text{Al})}{2} > \frac{n_0(\text{Cl}_{2(g)})}{3}$ alors le réactif limitant c'est $\text{Cl}_{2(g)}$

Ici : $\frac{n_0(\text{Al}_{(s)})}{2} = \frac{0,6}{2} = 0,3 \text{ mol}$

$$\frac{n_0(\text{Cl}_{2(g)})}{3} = \frac{0,3}{2} = 0,15 \text{ mol}$$

On a $0,3 \text{ mol} > 0,15 \text{ mol}$, le réactif limitant c'est $\text{Cl}_{2(g)}$

2.2. Réactif limitant avec le tableau d'avancement

	$2\text{Al}_{(s)}$	+	$3\text{Cl}_{2(g)}$	→	$2\text{AlCl}_{3(s)}$
Etat initial (E.I.) $x = 0$	$n_0(\text{Al}) = 0,6$		$n_0(\text{Cl}_{2(g)}) = 0,3$		$n_0(\text{AlCl}_{3(s)}) = 0$
Etat en cours (E.C.) x					
Etat final (E.F.) x_{max}					

	$2\text{Al}_{(s)}$	+	$3\text{Cl}_{2(g)}$	→	$2\text{AlCl}_{3(s)}$
Etat initial (E.I.) $x = 0$	$n_0(\text{Al}_{(s)}) = 0,6$		$n_0(\text{Cl}_{2(g)}) = 0,3$		$n_0(\text{AlCl}_{3(s)}) = 0$
Etat en cours (E.C.) x	$n(\text{Al}_{(s)}) = 0,6 - 2 \cdot x$		$n(\text{Cl}_{2(g)}) = 0,3 - 3 \cdot x$		$n(\text{AlCl}_{3(s)}) = 0 + 2 \cdot x$
Etat final (E.F.) x_f	$n_f(\text{Al}_{(s)}) = 0,6 - 2 \cdot x_{\text{max}}$		$n_f(\text{Cl}_{2(g)}) = 0,3 - 3 \cdot x_{\text{max}}$		$n_f(\text{AlCl}_{3(s)}) = 0 + 2 \cdot x_{\text{max}}$

2.2.1 Calcul de x_{max}

Rem : On ne calcul x_{max} que pour les réactifs

- Pour $\text{Al}_{(s)}$

$$n_f(\text{Al}_{(s)}) = 0$$

$$0,6 - 2 \cdot x_{\text{max}} = 0$$

$$- 2 \cdot x_{\text{max}} = -0,6$$

$$2 \cdot x_{\text{max}} = 0,6$$

$$x_{\text{max}} = \frac{0,6}{2} = \underline{0,3 \text{ mol.}}$$

- Pour $\text{Cl}_{2(g)}$

$$n_f(\text{Cl}_{2(g)}) = 0$$

$$0,3 - 3 \cdot x_{\text{max}} = 0$$

$$x_{\text{max}} = \underline{0,1 \text{ mol.}}$$

2.2.2. Trouver le réactif en défaut (limitant)

Il est donnée par la valeur de x_{max} la plus petite du calcul d'avant

Dans notre cas, $\text{Cl}_{2(g)}$ est le réactif en défaut

2.2.3. Quelle valeur de x_{\max} garder

- On garde la valeur de x_{\max} le plus petit, ici c'est $x_{\max} = 0,1 \text{ mol}$.
- Il correspond au réactif en défaut

2.2.4. Bilan de la réaction à l'état final (si besoin)

- On calcul, à l'état final, le nombre de moles de réactifs qui restent et de produits formés, pour la valeur de $x_{\max} = 0,1 \text{ mol}$.

- Pour Al(s)

$$n_f(\text{Al(s)}) = 0,6 - 2 \cdot x_{\max}$$

$$n_f(\text{Al(s)}) = 0,6 - 2 \cdot 0,1 = 0,4 \text{ mol.}$$

- Pour $\text{Cl}_2(\text{g})$

$$n_f(\text{Cl}_2(\text{g})) = 0$$

car c'est le réactif en défaut

- Pour $\text{AlCl}_3(\text{s})$

$$n_f(\text{AlCl}_3(\text{s})) = 0 + 2 \cdot x_{\max}$$

$$n_f(\text{AlCl}_3(\text{s})) = 0 + 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ mol.}$$

3. MELANGE STOECHIMETRIQUE

3.1. Définition

- Si à l'état final, les quantités de matière de tous les réactifs sont nulles (aucun réactif en excès, x_{\max} est le même pour tous les réactifs) on appelle cela un mélange stœchiométrique

3.2. Exemple

Soit la réaction $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$

- On introduit initialement : $n_0(\text{H}_2(\text{g})) = 10 \text{ mol}$. et $n_0(\text{O}_2(\text{g})) = 5 \text{ mol}$.

3.2.1. Condition de la stœchiométrie sans tableau d'avancement

On compare

$$\frac{n_0(\text{H}_2(\text{g}))}{2} \text{ et } \frac{n_0(\text{O}_2(\text{g}))}{1}$$

si $\frac{n_0(\text{H}_2(\text{g}))}{2} = \frac{n_0(\text{O}_2(\text{g}))}{1}$ alors le mélange est stœchiométrique

$$\text{Ici } \frac{n_0(\text{H}_2(\text{g}))}{2} = \frac{10}{2} = 5 \text{ mol} \quad ; \quad \frac{n_0(\text{O}_2(\text{g}))}{1} = \frac{5}{1} = 5 \text{ mol}$$

On a bien le mélange qui est stœchiométrique

3.2.2. Tableau d'avancement

	$2\text{H}_2(\text{g})$	$+ \text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$
Etat initial (E.I.) $x = 0$	$n_0(\text{H}_2) =$ 10	$n_0(\text{O}_2) =$ 5		$n_0(\text{H}_2\text{O}) =$ 0
Etat en cours (E.C.) x	$n(\text{H}_2(\text{g})) =$ 10 - 2x	$n(\text{O}_2(\text{g})) =$ 5 - x		$n(\text{H}_2\text{O}(\text{aq})) =$ 2x
Etat final (E.F.) x_f	$n_f(\text{H}_2(\text{g})) =$ 10 - 2x _{max}	$n_f(\text{O}_2(\text{g})) =$ 5 - x _{max}		$n_f(\text{H}_2\text{O}(\text{aq})) =$ 2x _{max}

3.2.3. Calcul de x_{max}

Rem : On ne calcul x_{max} que pour les réactifs

- pour H_2

$$10 - 2x_{\text{max}} = 0$$

$$x_{\text{max}} = 5 \text{ mol.}$$

- pour O_2

$$5 - x_{\text{max}} = 0$$

$$x_{\text{max}} = 5 \text{ mol.}$$

3.2.4. Trouver le réactif en défaut

Pas de réactif en défaut, le mélange est stœchiométrique

$$x_{\text{max}} = 5 \text{ mol.}$$

3.2.5 Quelle valeur de x_{max} garder

- On garde la valeur de x_{max} , ici c'est $x_{\text{max}} = 5 \text{ mol.}$

3.2.6. Bilan de la réaction à l'état final (si besoin)

- On calcul, à l'état final, le nombre de moles de réactifs qui restent et de produits formés, pour la valeur de $x_{\text{max}} = 5 \text{ mol.}$

- pour H_2 et O_2 :

$$n_f(\text{H}_2) = n_f(\text{O}_2) = 0$$

Car c'est un mélange stœchiométrique

- pour $\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$:

$$n_f(\text{H}_2\text{O}(\text{aq})) = 2x_{\text{max}} = 2 \cdot 5 = 10 \text{ mol.}$$

1. REACTION D'OXYDO-REDUCTION

1.1 Définitions

Un **oxydant** est une espèce chimique susceptible de **gagner** un ou plusieurs électrons au cours d'une **réduction**.

Un **réducteur** est une espèce chimique susceptible de **perdre** un ou plusieurs électrons au cours d'une **oxydation**.

Exemple :

- Cu^{2+} (Oxydant) + $2e^- \rightarrow \text{Cu}$ (Réducteur) : Réduction (gain d' e^-)
- Cu (Réducteur) $\rightarrow \text{Cu}^{2+}$ (Oxydant) + $2e^-$: Oxydation (perte d' e^-)

1.2 Couple Oxydant/Réducteur

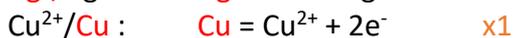
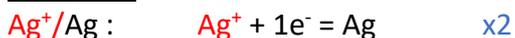
Les deux espèces forment un couple **Oxydant/Réducteur** : Cu^{2+}/Cu

et sont associés par la $\frac{1}{2}$ **équation d'oxydo-réduction**: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

1.3 Réaction d'Oxydo-Réduction

Une réaction d'oxydoréduction implique un **transfert d'électrons** entre l'oxydant d'un 1^{er} couple **Ox1/Red1** et le réducteur d'un 2nd couple **Ox2/Red2**.

Exemple :



On multiplie la première et la deuxième $\frac{1}{2}$ équation par des coefficients tq le nombre d'électrons échangés (cédés d'un côté et captés de l'autre) soit le même pour obtenir l'équation d'oxydoréduction.

1.4 Equilibrer une $\frac{1}{2}$ équation d'oxydoréduction

a) En milieu acide

On équilibre dans l'ordre avec H_2O puis H^+ et enfin les e^-

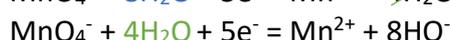
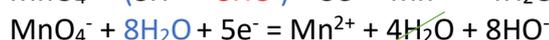
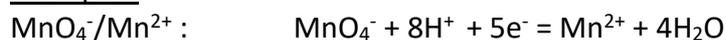
Exemple :



b) En milieu basique

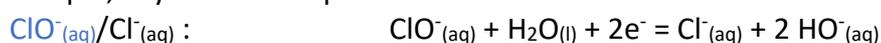
On équilibre d'abord en milieu acide puis on rajoute des HO^- pour « neutraliser » les H^+

Exemple :



2. COUPLES OXYDANT-REDUCTEUR USUELS

- L'**eau de Javel**, utilisée pour désinfecter et blanchir, est une **solution d'ions hypochlorite ClO^-** en milieu basique, oxydant du couple



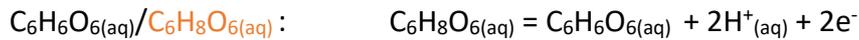
- Le **dioxygène** gazeux $\text{O}_{2(\text{g})}$ ou dissous dans l'eau $\text{O}_{2(\text{aq})}$ est l'oxydant du couple



- Le **dichlore** $\text{Cl}_{2(g)}$, désinfectant et agent blanchisseur, est l'oxydant du couple

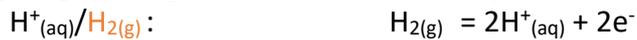


- L'**acide ascorbique** (ou vitamine C) est le réducteur du couple



Il est réducteur, donc qualifié d'anti-oxydant, utilisé en médecine contre le scorbut et dans l'industrie alimentaire comme conservateur.

- Le **dihydrogène** $\text{H}_{2(g)}$ est le réducteur du couple



Il est utilisé en métallurgie pour réduire les oxydes de métaux extraits du sol et comme carburant dans les piles à combustibles.

- Les **métaux M**, tq le lithium utilisé dans les accumulateurs, sont les réducteurs des couples



- Les **alcalins et alcalino-terreux** du bloc s (deux premières colonnes du tableau périodique) sont des **réducteurs** : les atomes possèdent 1 ou 2 électrons sur leur couche externe (configuration électronique ns^1 ou ns^2) et tendent à les perdre pour former un cation plus stable.