

Questions de cours

1. Qu'est-ce qu'un ion ? **un ion est un atome ou un groupement d'atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons**
2. Compléter la fiche sur les ions

| Nom | Formule |
|----------------------|-----------|
| Ion hydrogène | H^+ |
| ion sodium | Na^+ |
| Ion calcium | Ca^{2+} |
| Ion potassium | K^+ |
| Ion fer (II) | Fe^{2+} |
| Ion fer (III) | Fe^{3+} |
| Ion cuivre (II) | Cu^{2+} |
| ion zinc | Zn^{2+} |
| ion aluminium | Al^{3+} |
| ion argent | Ag^+ |
| Ion oxonium | H_3O^+ |
| Ion hydronium | H_3O^+ |
| Ion ammonium | NH_4^+ |
| Ion lithium | Li^+ |
| Ion magnésium | Mg^{2+} |

| Nom | Formule |
|------------------------|----------------|
| Ion fluorure | F^- |
| Ion chlorure | Cl^- |
| Ion bromure | Br^- |
| Ion hydroxyde | HO^- |
| Ion nitrate | NO_3^- |
| Ion sulfate | SO_4^{2-} |
| ion permanganate | MnO_4^- |
| Ion hydrogénocarbonate | HCO_3^- |
| Ion carbonate | CO_3^{2-} |
| Ion phosphate | PO_4^{3-} |
| Ion éthanoate | CH_3COO^- |
| Ion dichromate | $Cr_2O_7^{2-}$ |
| Ion oxyde | O^{2-} |
| Ion iodure | I^- |
| | |

3. Qu'est-ce qu'un proton ? **un proton est une particule élémentaire que l'on trouve dans le noyau d'un atome. Il a une masse de $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg et une charge électrique positive de $1,6 \cdot 10^{-19}$ C.**
4. Qu'appelle-t-on la masse molaire, quelle est son unité ? **La masse molaire est la masse d'une mole. Elle se note en général $M(\text{nom du composé})$. Elle s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$**
5. Qu'est-ce que la concentration massique d'une solution aqueuse, en quelle unité s'exprime-t-elle ? **La concentration massique est la masse de soluté contenue dans un litre de solution. Elle se note en général C_m . Elle s'exprime en $g \cdot L^{-1}$.**
6. Qu'est-ce que la concentration molaire d'une solution aqueuse, en quelle unité s'exprime-t-elle ? **La concentration molaire est la quantité de matière de soluté dissoute dans un litre de solution. Elle se note en général C . Elle s'exprime en $mol \cdot L^{-1}$.**
7. Qu'est-ce que la masse volumique d'un composé, quelle est son unité ? **La masse volumique est la masse d'un litre d'un composé. Autrement dit c'est le rapport entre la masse et le volume qu'occupe un composé. Elle se note en général ρ et s'exprime en $g \cdot L^{-1}$ ou $g \cdot mL^{-1}$ ou $kg \cdot m^{-3}$...**
8. A votre avis, que signifie, pour un gaz, le volume molaire ? Quelle est son unité ? **Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de gaz. Il est indépendant de la nature du gaz (si si). Il dépend de la température et de la pression atmosphérique. Il se note V_m . Il s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$. Dans les conditions standards de pression (10^5 Pa) et de température ($25^\circ C = 298K$), V_m vaut $24,8 L \cdot mol^{-1}$.**

Exercice 1

Quelle est la composition (proton neutron électron) de

- l'ion chlorure Cl^- ? 17 protons, 18 électrons, 18 neutrons (pour l'isotope le plus fréquent)
- l'ion hydrogène H^+ ? 1 proton, aucun neutron, aucun électron. L'ion hydrogène est un proton.

Exercice 2

Donner la formule des solutions aqueuses et des solides ioniques suivants :

- chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$)
- sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$)
- chlorure de zinc ($\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$)
- permanganate de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$)
- sulfate d'aluminium ($2 \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$)

Exercice 3

Quelle est la masse molaire du fer ? $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$

Quelle est la masse molaire l'eau ? $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g.mol}^{-1}$

Quelle est la masse molaire du permanganate de potassium ? $M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g.mol}^{-1}$

Quelle est la masse molaire de la soude (NaOH) ? $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$

La soude se présente sous la forme de pastille de masse 2g environ.

On souhaite prélever $1 \cdot 10^{-1}$ mol de soude. Quelle masse doit-on mesurer sur la balance ?

$$n = m/M \Rightarrow m = n \cdot M = 0,1 \cdot 40 = 4 \text{ g}$$

On a pesé 2g de soude. Quelle quantité de matière a-t-on ?

$$n = m/M = 2/40 = 0,05 \text{ mol} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Exercices 4

Quelle est la concentration en ion chlorure et en ion zinc d'une solution de chlorure de zinc dont la concentration est de $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?

Il y a deux fois plus d'ions chlorure que d'ion zinc (cf exercice 2). Pour une mole de soluté, on obtient donc une mole de zinc et deux mole d'ions chlorure.

D'où $[\text{Zn}^{2+}] = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 5

On a 100 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

On prélève 25 mL de cette solution, quelle quantité de matière a-t-on prélevé ?

$$C = n/V \Rightarrow n = C \cdot V = 4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,025 = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On rajoute 75 mL d'eau à ce prélèvement, quelle est la nouvelle concentration ?

On a donc $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ dans un volume de 100mL

$$C' = n/V' = 1 \cdot 10^{-4} / 0,1 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 6

Quelle quantité de matière d'eau contient 100mL d'eau ?

100 mL d'eau a une masse de 100g (masse volumique de l'eau est de 1g/mL).

On cherche la quantité de matière correspondant à 100g d'eau, sachant que la masse molaire de l'eau est de 18g/mol.

$$n = m/M = 100/18 = 5,56 \text{ mol}$$

Quelle quantité de matière d'éthanol contient 100mL d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $d=0,79$)

Ce calcul se fait en 2 étapes :

1- on cherche d'abord la **masse** des 100 mL

attention 100mL d'éthanol n'a pas une masse de 100g ! Il faut utiliser la densité pour calculer la masse volumique (ρ).

une densité de 0,79 implique que $d = \rho/\rho_{\text{eau}} \Rightarrow \rho = d \cdot \rho_{\text{eau}} = 0,79 \cdot 1 \text{ g/mL} = 0,79 \text{ g/mL}$

donc 1 mL d'éthanol a une masse de 0,79g.

Donc 100mL ont une masse de 79g.

(on peut aussi utiliser la formule : $\rho = m/V \Rightarrow m = \rho \cdot V = 0,79 \cdot 100 = 79 \text{ g}$)

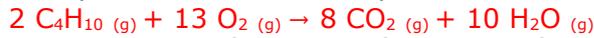
2- On calcule maintenant la **quantité de matière** correspondant à ces 79 g.

$$n = m/M = 79/46 = 1,72 \text{ mol}$$

Exercice 7

On fait brûler $4 \cdot 10^{-4}$ mol de butane dans du dioxygène.
La réaction est totale. Il se produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

1- Ecrire l'équation réaction chimique



2- Quelle est la quantité de dioxygène juste nécessaire pour que tout le butane soit consommé?
Cette question peut se résoudre de 3 manières différentes :

1^{ère} méthode par raisonnement :

Pour 2 mol de butane, il faut 13 mol de dioxygène

Donc pour $4 \cdot 10^{-4}$ mol de butane, il faut $26 \cdot 10^{-4}$ mol de dioxygène.

2^{ème} méthode en connaissant : la relation $n(a)/a = n(b)/b$
ici le composé a est le butane donc $n(a) = 4 \cdot 10^{-4}$ mol et $a = 2$
le composé b est le dioxygène. On cherche $n(b)$ et $b = 13$
 $n(b) = (n(a)/a) \cdot b = (4 \cdot 10^{-4}/2) \cdot 13 = 26 \cdot 10^{-4}$ mol

3^{ème} méthode par le tableau d'avancement.

| | Avancement (en mol) | $2 \text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) +$ | $13 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow$ | $8 \text{CO}_2 (\text{g}) +$ | $10 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ |
|--------------|------------------------|--|--|--------------------------------|--|
| Etat initial | 0 | $4 \cdot 10^{-4}$ | $n_i(\text{O}_2)$ | 0 | 0 |
| En cours | x | $4 \cdot 10^{-4} - 2x$ | $n_i(\text{O}_2) - 13x$ | + 8 x | + 10x |
| Etat final | $x_f = x_{\max}$ | $n_f(\text{C}_4\text{H}_{10}) =$ $4 \cdot 10^{-4} - 2x_{\max}$ $= 0$ | $n_f(\text{O}_2) =$ $n_i(\text{O}_2) - 13x_{\max}$ $= 0$ | $n_f(\text{CO}_2) = 8x_{\max}$ | $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 10x_{\max}$ |
| | $2 \cdot 10^{-4}$ mol | 0 | 0 | $16 \cdot 10^{-4}$ mol | $2 \cdot 10^{-3}$ mol |

Etat final x_{\max} car la réaction est totale.

Tout le butane doit être consommé donc $n_f(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 0 \Rightarrow 4 \cdot 10^{-4} - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 2 \cdot 10^{-4}$ mol

On cherche la quantité de dioxygène juste nécessaire donc $n_f(\text{O}_2) = 0$

soit $n_i(\text{O}_2) - 13x_{\max} = 0 \Rightarrow n_i(\text{O}_2) = 13 x_{\max} = \mathbf{26 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$

3- Quelle quantité de matière de dioxyde de carbone et d'eau obtient-on ?

On obtient 4 fois plus de CO₂ que de butane introduit :

donc $n_f(\text{CO}_2) = 16 \cdot 10^{-4}$ mol

On obtient 5 fois plus d'eau que de butane introduit

donc $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 10^{-3}$ mol

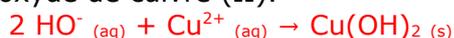
Exercice 8

Écrire et équilibrer l'équation des réactions décrites ci-dessous.

1- L'aluminium métallique réagit avec les ions hydrogène de l'acide chlorhydrique, il y a un dégagement gazeux de dihydrogène et formation d'ions aluminium.



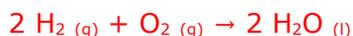
2- Lorsque l'on verse quelques gouttes d'une solution de soude de formule $\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq})$ dans une solution de sulfate de cuivre (II) de formule $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$, il se forme un précipité d'hydroxyde de cuivre (II).



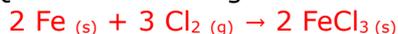
3- Les ions plomb (II) réagissent avec les ions iodure pour donner un précipité d'iodure de plomb.



4- Pour fabriquer de l'eau liquide, on fait réagir du dihydrogène et du dioxygène.



5- Quand on fait réagir du fer et du dichlore (un gaz), on obtient du chlorure de fer (III) solide FeCl_3



Exercice 9

La réaction de $V_1 = 30,0\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique dont la concentration en ions hydrogène est $[\text{H}^+_{(\text{aq})}] = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$ avec une masse $m = 5,00\text{g}$ d'un morceau de calcaire $\text{CaCO}_3 (\text{s})$, produit des ions calcium, un dégagement de dioxyde de carbone et de l'eau.

1- Écrire et équilibrer l'équation de la réaction.



2- Faire le bilan de matière de l'état initial.

À l'état initial :

$$n_i(\text{H}^+) = C * V = 1 * 0,03 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{CaCO}_3) = m/M = 5/(40,1+12+3*16) = 5/100,1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3- Établir le tableau d'avancement (tableau d'évolution du système chimique). Calculer l'avancement maximal et indiquer le réactif limitant.

| | Avancement (en mol) | $2 \text{H}^+_{(\text{aq})}$ | $+ \text{CaCO}_3 (\text{s})$ | $\rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$ | $+ \text{CO}_2(\text{g})$ | $+ \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ |
|--------------|------------------------|---|---|--|-------------------------------------|-----------------------------------|
| Etat initial | 0 | $3 \cdot 10^{-2}$ | $5 \cdot 10^{-2}$ | 0 | 0 | excès |
| En cours | x | $3 \cdot 10^{-2} - 2x$ | $5 \cdot 10^{-2} - x$ | x | x | excès |
| Etat final | $x_f = x_{\text{max}}$ | $n_f(\text{H}^+) = 3 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}}$ | $n_f(\text{CaCO}_3) = 5 \cdot 10^{-2} - x_{\text{max}}$ | $n_f(\text{Ca}^{2+}) = x_{\text{max}}$ | $n_f(\text{CO}_2) = x_{\text{max}}$ | excès |
| question 4 | $1,5 \cdot 10^{-2}$ | 0 | $3,5 \cdot 10^{-2}$ | $1,5 \cdot 10^{-2}$ | $1,5 \cdot 10^{-2}$ | excès |

Calcul de l'avancement maximal x_{max} et du réactif limitant

Si l'ion H^+ est réactif limitant alors : $3 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Si le carbonate de calcium est réactif limitant alors : $5 \cdot 10^{-2} - x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

On choisit l'avancement maximal le plus petit : soit $x_{\text{max}} = 1,5 \cdot 10^{-2}$

Le réactif limitant est donc **l'ion hydrogène**.

4- Faire le bilan de matière de l'état final des réactifs et des produits

cf dernière ligne du tableau

5- Calculer la masse de réactif en excès restant.

$$m_f(\text{CaCO}_3) = n_f(\text{CaCO}_3) * M(\text{CaCO}_3) = 3,5 \cdot 10^{-2} * 100,1 = 3,5\text{g}$$

6- BONUS : calculer le volume de dioxyde de carbone formé sachant que le volume molaire est de 24L.mol^{-1} dans les conditions de l'expérience.

$$V_m = V/n \Rightarrow V_f(\text{CO}_2) = n_f(\text{CO}_2) * V_m = 1,5 \cdot 10^{-2} * 24 = 0,36\text{L} = 360 \text{ mL}$$

données : $M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g.mol}^{-1}$. $M(\text{C}) = 12\text{g.mol}^{-1}$. $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$.