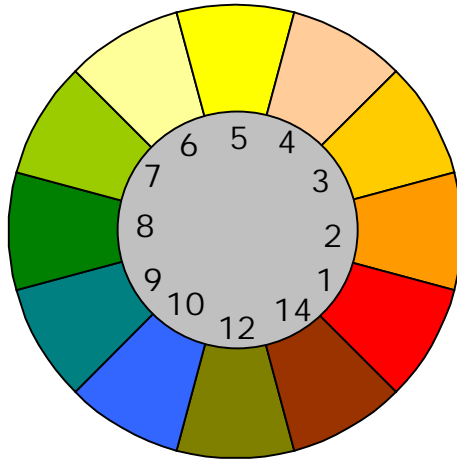


Les ions en solution

Exercice N°1 :a) A l'aide des indications du boîtier de papier pH, indiquer les valeurs de pH des différentes solutions et la nature de ces solutions (acide, base ou neutre).



Liquides	Couleur du papier pH	pH	Nature de la solution
Limnade			
Vin			
Eau de mer			
Suc Gastrique			
Lessive			
Eau de Volvic			

b) Classer ces liquides du plus acide au moins acide.

> > > > >

Exercice N° 2 : Observer l'étiquette ci-dessous.

Convient aux enfants dès leur plus jeune âge.				
Composition caractéristique (mg/L)				
Ca ²⁺ : 70	HCO ₃ ⁻ : 210	Na ⁺ : 2	NO ₃ ⁻ : 4	Mg ²⁺ : 2,1
Résidu sec à 180 °C : 208				

1) Que représentent les nombres accompagnant les formules des ions ? (Mettre F pour "faux et V pour "vrai".)

La concentration molaire --> .

La concentration massique --> .

Le nombre d'ion dans la solution --> .

La masse molaire moléculaire --> .

2) Quelle est l'unité des grandeurs précédentes ?

L'unité est le .

3) Déterminer les concentrations molaires en ions Ca^{2+} , Na^+ et Mg^{2+} . Arrondir au centième lorsque cela est nécessaire.

Données : $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Mg}) = 24 \text{ g/mol}$.

Moles de calcium	1	
(en)		

$$[\text{Ca}^{2+}] = \text{} \text{ mol/L.}$$

Moles de sodium	1	
(en)		

$$[\text{Na}^+] = \text{} \text{ mol/L.}$$

Moles de magnésium	1	
(en)		

$$[\text{Mg}^{2+}] = \text{} \text{ mol/L.}$$

4) Sachant que $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ et $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$, calculer les masses molaires moléculaires des ions hydrogénocarbonate (HCO_3^-) et nitrate (NO_3^-).

$$M(\text{HCO}_3^-) = \text{} \text{ g/mol} ; M(\text{NO}_3^-) = \text{} \text{ g/mol}$$

5) Calculer les concentrations molaires des ions hydrogénocarbonate et nitrate. Arrondir au centième lorsque cela est nécessaire.

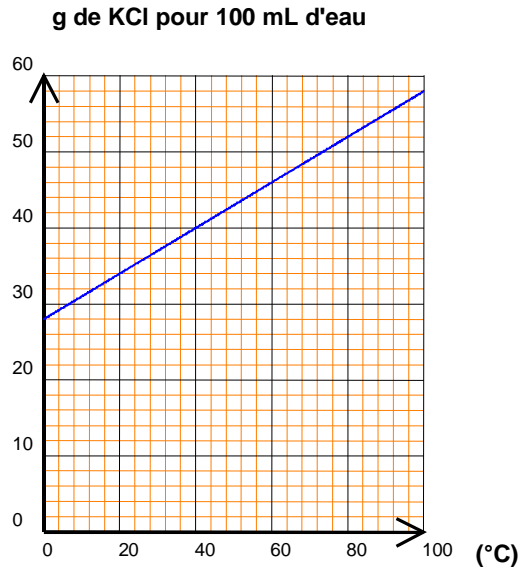
Moles d'ions hydrogénocarbonates	1	
(en)		

$$[\text{HCO}_3^-] = \text{} \text{ mol/L.}$$

Moles d'ions nitrates	1	
(en)		

$$[\text{NO}_3^-] = \text{} \text{ mol/L.}$$

Exercice N°3 : Le graphique ci-dessous indique (en gramme) la masse maximale de chlorure de potassium (KCl) que l'on peut dissoudre dans 100 mL d'eau en fonction de la température en degré Celsius.



1) Déterminer, par lecture graphique, la masse maximale de chlorure de potassium que l'on peut dissoudre dans 100 mL d'eau à 40 °C.

Masse maximale = g pour 100 mL d'eau à 40 °C.

2) Calculer la solubilité du chlorure de potassium à 40 °C.

Masse de KCl	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Volume d'eau (en mL)	100	<input type="text"/>

Solubilité du chlorure de potassium à 40 °C = g/L.

3) Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de potassium sachant que :
 $M(K) = 39 \text{ g/mol}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$.

$M(KCl) =$ g/mol.

4) Calculer la solubilité en mol/L. Arrondir au centième lorsque cela est nécessaire.

Moles de KCl	1	<input type="text"/>
(en)	<input type="text"/>	<input type="text"/>

Solubilité du chlorure de potassium à 40 °C = mol/L.

5) Pour dissoudre 450 g de chlorure de potassium dans un litre d'eau, quelle devra être la température minimale de l'eau?

La température minimale devra être de °C.

Exercice N°4 : Les saumures sont des solutions concentrées de chlorure de sodium (sel de cuisine) utilisées depuis plus de 2 000 ans pour conserver des légumes ou des fruits. Nadine prépare une saumure pour conserver des olives. Elle pèse 100 g de chlorure de sodium qu'elle introduit dans un récipient, puis ajoute de l'eau de manière à obtenir 1 L de solution.

1) Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de sodium (NaCl).

Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$.

$$M(\text{NaCl}) = \boxed{} \text{ g/mol.}$$

2) Calculer la concentration molaire de la solution. (Arrondir au centième lorsque cela est nécessaire.)

Moles de NaCl	1	
(en)		

$$\text{Concentration molaire de la solution de NaCl : } [\text{NaCl}] = \boxed{} \text{ mol/L.}$$

3) En solution dans l'eau les cristaux de chlorure de sodium se dissocient en ions sodium (Na^+) et en ions chlorure (Cl^-).



Quelle est la concentration molaire des ions sodium et des ions chlorures ?

$$[\text{Na}^+] = \boxed{} \text{ mol/L} ; [\text{Cl}^-] = \boxed{} \text{ mol/L} .$$

Exercice N°5 : Un technicien de laboratoire prépare 1 L de solution aqueuse de chlorure de zinc (ZnCl_2) à 0,2 mol/L.

1) Lors de la dissolution, les cristaux de chlorure de zinc se dissocient en ions zinc (Zn^{2+}) et en ions chlorure (Cl^-) . Équilibrer l'équation de dissociation du chlorure de zinc.



2) Indiquer la concentration molaire en ions zinc et en ions chlorure de la solution.

$$[\text{Zn}^{2+}] = \boxed{} \text{ mol/L} ; [\text{Cl}^-] = \boxed{} \text{ mol/L} .$$

3) Calculer la concentration massique en ions zinc et en ions chlorure.

Données : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$.

Moles de Zn^{2+}	1	
(en)		

$$\text{Concentration massique en } \text{Zn}^{2+} = \boxed{} \text{ g/L.}$$

Moles de Cl^-	1	
(en)		

Concentration massique en Cl^- = g/L.

4) Calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de zinc.

$M(\text{ZnCl}_2) =$ g/mol.

5) Calculer la masse de chlorure de zinc pesée par le technicien de laboratoire.

Moles de ZnCl_2	1	
(en)		

Masse de chlorure de zinc pesée par le technicien de laboratoire = g.

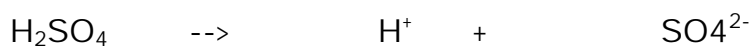
Exercice N°6 : Associer chaque solution ionique à leur formule chimique.

Hydroxyde de zinc	=	=	CuSO_4
Nitrate d'ammonium	=	=	FeCl_2
Sulfate de cuivre	=	=	AgNO_3
Oxalate de sodium	=	=	CaCO_3
Chlorure ferreux	=	=	$\text{Zn}(\text{OH})_2$
Carbonate de calcium	=	=	NH_4NO_3
Nitrate d'argent	=	=	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Exercice N°7: Au laboratoire, les règles de sécurité imposent de porter les lunettes de

protection  , des gants  et une blouse  dès que la concentration d'une solution aqueuse d'acide sulfurique dépasse 0,05 mol/L.

1) Équilibrer l'équation de dissociation de l'acide sulfurique.



2) Indiquer la concentration molaire en ions SO_4^{2-} dans ce cas là.

$[\text{SO}_4^{2-}] =$ mol/L.

3) Indiquer la concentration molaire en ions H^+ dans ce cas là.

$[\text{H}^+] =$ mol/L.

4) Calculer alors le pH de la solution.

pH = .

Exercice N°8 : Karim a préparé une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) dont la concentration massique $C_m = 8 \text{ g/L}$.

1) Calculer la masse molaire moléculaire de l'hydroxyde de sodium.

Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

$$M(\text{NaOH}) = \boxed{} \text{ g/mol.}$$

2) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.

Moles de NaOH	1	
(en)		

$$[\text{NaOH}] = \boxed{} \text{ mol/L.}$$

3) Équilibrer l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium.



4) Indiquer la concentration $[\text{OH}^-]$.

$$[\text{OH}^-] = \boxed{} \text{ mol/L.}$$

5) En utilisant le produit ionique de l'eau, $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, calculer $[\text{H}^+]$.

$$[\text{H}^+] = \boxed{} .$$

6) Calculer le pH de cette solution. (Arrondir à l'unité)

$$\text{pH} = \boxed{} .$$