

## Esercizi guidati

La competenza è la capacità di integrare conoscenze e abilità acquisite per affrontare nuove situazioni complesse.

Prima di verificare le tue competenze in Chimica ti proponiamo di leggere alcuni esercizi risolti in cui vengono specificati oltre ai dati e alle incognite anche le conoscenze e le abilità necessarie per poterli affrontare (in parentesi i capitoli del testo ove sono trattati gli argomenti).

### 1° Problema risolto

125 mL di una soluzione acquosa di fluoruro di litio 0,1 M quanti grammi del sale contengono? Quale sarà la sua molarità se aggiungiamo 100 mL di acqua?

### Risolviamo insieme

#### Dati

Volume soluzione: 125 mL

Molarità di partenza ( $M_1$ ): 0,1 M

Volume finale della soluzione ( $V_2$ ): 225 mL

#### Incognite

Massa in grammi di fluoruro di litio  $m(\text{LiF})$

Molarità finale ( $M_2$ ) della soluzione

#### Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. definire una soluzione e ricavare la sua concentrazione, la massa dei soluti e il volume totale della soluzione in base ai dati (**capitolo 6**);
2. tradurre il nome di un composto (in questo caso è la nomenclatura tradizionale) nella formula corrispondente: fluoruro di litio =  $\text{LiF}$  (**capitolo 7**);

- definire la molarità (**capitolo 6**);
- calcolare la massa di un soluto contenuta in un volume noto di una soluzione a molarità nota (vedi spiegazione qui di seguito in **Concentrazione molare o molarità**): per far questo calcoliamo prima il numero di moli del soluto (**capitolo 5**);
- calcolare la massa in grammi di una sostanza conoscendo il numero di moli; per far questo dobbiamo applicare un'altra abilità: ovvero, saper calcolare la massa molare di una sostanza (**capitolo 5**). Per i pesi atomici facciamo riferimento alla tavola periodica che si trova alla fine del libro;
- per risolvere il secondo quesito del problema dobbiamo essere in grado di calcolare la molarità di una soluzione diluita (vedi spiegazione qui di seguito in **Molarità di soluzioni diluite**).

## CONCENTRAZIONE MOLARE O MOLARITÀ

La quantità di soluto può essere espressa anche come **quantità di sostanza chimica** (un'altra delle sette grandezze fondamentali, che ha come unità di misura la **mole**); la concentrazione della soluzione, rapporto tra la quantità di soluto (in moli) e il volume della soluzione (in litri), ossia **numero di moli di soluto contenute in un litro di soluzione** viene definita **molarità** o **concentrazione molare**:

$$\text{Molarità} = \frac{\text{n moli di soluto}}{\text{volume soluzione}} \qquad M = \frac{n}{V}$$

Da questa formula ricaviamo l'unità di misura della molarità: **mol/litro** più spesso indicata con la **M** maiuscola.

Così, per esempio, una soluzione che contiene 0,5 mol di NaCl in 1 litro di acqua ha una molarità = 0,5 M. Infatti:

$$\text{Molarità} = \frac{\text{n moli di soluto}}{\text{volume soluzione}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,5 \text{ M}$$

(viene definita soluzione 0,5 molare di NaCl)

Dalla formula  **$M = n/V$**  possiamo ricavare la molarità, dati il numero di moli e il volume della soluzione; applicando le formule inverse, possiamo ricavare il numero di moli (dati volume e molarità della soluzione) o il volume della soluzione (dati molarità e numero di moli del soluto):

$$\text{n moli soluto} = \text{molarità} \times \text{volume soluzione} \qquad n = M \times V$$

$$\text{volume soluzione} = \frac{\text{n moli soluto}}{\text{molarità}} \qquad V = \frac{n}{M}$$

Se la massa del soluto (dato o incognita) è espressa in grammi, occorre prima convertire i grammi di soluto in numero di moli, applicando la formula:

$$\text{n moli} = \frac{\text{massa soluto in g}}{\text{massa molare del soluto}} \qquad n = \frac{m}{MM}$$

dove la massa molare equivale alla massa molecolare (somma delle masse atomiche) espressa in grammi/moli (g/mol).

## MOLARITÀ DI SOLUZIONI DILUITE

Spesso in Chimica è necessario diluire un reagente in soluzione, aggiungendo quantità note di solvente (in genere acqua). Per calcolare la molarità di questa soluzione diluita, dobbiamo tener presente che l'aggiunta del solvente non modifica il numero di moli del soluto presenti ma modifica il volume totale della soluzione. Se la molarità della soluzione concentrata è nota, è possibile calcolare anche la molarità della soluzione diluita.

Applicando la formula

$$\mathbf{n \text{ moli soluto} = \text{molarità} \times \text{volume soluzione} \quad n = M \times V}$$

otteniamo il numero di moli della soluzione di partenza:

$$n_1 = M_1 \times V_1$$

Con la diluizione, cambiano sia la molarità  $M$  che il volume  $V$  della soluzione, ma non il numero di moli  $n$  del soluto, per cui avremo che:

$$n_2 = M_2 \times V_2$$

$$\text{con } n_1 = n_2$$

per cui:

$$\mathbf{M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2}$$

Essendo note 3 delle 4 variabili presenti in quest'ultima formula, possiamo ottenere anche la quarta, ossia la molarità della soluzione diluita:

$$\mathbf{M_2 = \frac{M_1 \times V_1}{V_2}}$$

Se, invece, vogliamo calcolare il volume finale ( $V_2$ ) per raggiungere una particolare molarità ( $M_2$ ) applicheremo la formula:

$$\mathbf{V_2 = \frac{M_1 \times V_1}{M_2}}$$

### Soluzione

1. Calcoliamo il numero di moli presenti in 125 mL di LiF:

$$n = M \times V = 0,1 \text{ M} \times 0,125 \text{ L} = 0,0125 \text{ mol}$$

2. Calcoliamo ora la massa in grammi di LiF:

$$m = n \times MM$$

Per far questo calcoliamo prima la massa molare di LiF, utilizzando la tavola periodica:

peso atomico Li = 6,941 u; peso atomico F = 19,00 u;

massa molare (MM) di LiF = 6,941 + 19,00 = 25,941 g/mol;

$$\mathbf{m(\text{LiF}) = 0,0125 \text{ mol} \times 25,941 \text{ g/mol} = 0,324 \text{ g}}$$

3. Per calcolare la molarità della soluzione diluita ( $M_2$ ) applichiamo la seguente formula:

$$\mathbf{M_2 = \frac{M_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0,1 \text{ M} \times 0,125 \text{ L}}{0,225 \text{ L}} = 0,056 \text{ M}}$$

## 2° Problema risolto

Consultando la tavola periodica qui sotto, completa il testo di questo esercizio:

La configurazione elettronica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  corrisponde all'elemento chimico ..... (elemento A), mentre l'elemento B con  $Z = 17$  ha la seguente configurazione elettronica:

.....

I due elementi si combinano tra loro formando un composto binario, il ..... (inserire formula, nome tradizionale e nome IUPAC), nel quale tra gli atomi si realizza un legame prevalentemente .....

Che cosa devi sapere per capire il tipo di legame? .....

I valori richiesti di questa proprietà periodica sono: 1,31 per l'elemento A e 3,16 per l'elemento B.

		Gruppi																	
		1											13	14	15	16	17	18	
		I											III	IV	V	VI	VII	VIII	
Periodi	1	H																He	
	2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	6	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							
				La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
				Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

### Risolviamo insieme

#### Dati

Configurazione elettronica dell'elemento A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Numero atomico dell'elemento B:  $Z = 17$

**Incognite**

1. Nome e simbolo dell'elemento A
2. Nome e simbolo dell'elemento B
3. Configurazione elettronica dell'elemento B
4. Formula del composto
5. Nome tradizionale del composto
6. Nome IUPAC del composto
7. Legami presenti nel composto
8. Proprietà che consente di individuare il tipo di legame

**Conoscenze e abilità necessarie**

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. ricordare i simboli degli elementi (**capitolo 2**);
2. costruire la configurazione elettronica di un elemento, a partire dal suo numero atomico (dato o ricavato dalla tavola periodica allegata) (**capitolo 2**);
3. utilizzare la tavola periodica per ricavare alcune informazioni di base (non scritte) (**capitolo 3**);
4. scrivere la formula di un composto e ricavare il suo nome tradizionale e IUPAC (**capitolo 7**);
5. individuare i legami presenti nel composto, attraverso la conoscenza delle proprietà periodiche degli elementi (**capitoli 3 e 4**).

**Soluzione**

1. Magnesio Mg
2. Cloro Cl
3.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
4.  $MgCl_2$
5. Cloruro di magnesio
6. Dicloruro di magnesio
7. Legame prevalentemente ionico
8. Per l'elevata differenza di elettronegatività (1,85)

### 3° Problema risolto

Con quanti grammi di acido tetraossofosforico(V) si combinano 25 grammi di idrossido di sodio? Quale sale si forma? e quanti grammi di acqua?

**Risolviamo insieme****Dati**

Massa idrossido di sodio: 25 g

**Incognite**

Massa in grammi di acido tetraossofosforico(V)

Prodotti della reazione tra idrossido di sodio e acido tetraossofosforico(V)

Massa in grammi dell'acqua prodotta

### Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. tradurre un nome di un composto (in questo caso è la nomenclatura IUPAC) nella formula corrispondente (**capitolo 7**);
2. impostare l'equazione chimica, bilanciarla e ricavare i prodotti conoscendo i reagenti (**capitolo 8**);
3. ricavare dalla massa in grammi il numero di moli e viceversa, dopo aver calcolato la massa molare MM dei composti (**capitolo 5**);
4. ricavare dall'equazione chimica il numero di moli dell'incognita con una proporzione, successivamente ricavare dal numero di moli la massa in grammi (**capitolo 5**).

### Soluzione

1. acido tetraossofosforico(V) =  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; idrossido di sodio = NaOH
2.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$ ; il sale che si forma è il **tetraossofosfato(V) di trisodio** (IUPAC) o **ortofosfato sodico** (tradizionale)
3. Massa atomica: Na = 22,99 u; O = 16,00 u; H = 1,008 u; MM di NaOH = 39,998 g/mol; 25 g di idrossido di sodio corrispondono a: ( $n = m/\text{MM}$ )  $n \text{NaOH} = 25/39,998 = 0,625 \text{ mol}$
4. Massa atomica: H = 1,008  $\times$  3 = 3,024 u; P = 30,97 u; O = 16,00  $\times$  4 = 64 u; MM di  $\text{H}_3\text{PO}_4 = 97,994 \text{ g/mol}$
5. Dalla 2) ricavo che il numero di moli di idrossido di sodio è il triplo di quello dell'acido tetraossofosforico(V), per cui con 0,625 moli di NaOH si combinano 0,625/3 moli di  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :  
 $n \text{H}_3\text{PO}_4 = 0,208 \text{ mol}$ ; da qui ricavo la massa in grammi:

$$m \text{H}_3\text{PO}_4 = 0,208 \text{ mol} \times 97,994 \text{ g/mol} = \mathbf{20,383 \text{ g}}$$

Il numero di moli di acqua, invece, sarà uguale a quello dell'idrossido di sodio (0,625 mol), per cui, essendo la massa molare dell'acqua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) = 18,016 g/mol, la massa in grammi di  $\text{H}_2\text{O}$  sarà:

$$m \text{H}_2\text{O} = 0,625 \text{ mol} \times 18,016 \text{ g/mol} = \mathbf{11,26 \text{ g}}$$

## 4° Problema risolto

Dalla reazione del monossido di carbonio con l'acqua si ottiene idrogeno e diossido di carbonio. Introdotte 4 moli di acqua e 5 di monossido in un recipiente di reazione, portato a 1000 °C, all'equilibrio sono presenti 2 moli di diossido di carbonio.

Determina:

1. la composizione in moli, per i vari componenti all'equilibrio;
2. il valore della costante di equilibrio K a 1000 °C per la reazione indicata e per la reazione inversa.

## Risolviamo insieme

### Dati

Reagenti:  $n \text{H}_2\text{O} = 4 \text{ mol}$ ;  $n \text{CO} = 5 \text{ mol}$

All'equilibrio,  $n \text{CO} = 2 \text{ mol}$

Temperatura di esercizio = 1000 °C

**Incognite**

Moli all'equilibrio delle sostanze in gioco  
 Costanti di equilibrio a 1000 °C

**Conoscenze e abilità necessarie**

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. tradurre i nomi delle sostanze nelle relative formule (**capitolo 7**);
2. scrivere la reazione e bilanciarla (**capitolo 8**);
3. trovare le concentrazioni delle sostanze coinvolte (**capitolo 6**);
4. calcolare la costante di equilibrio (**capitolo 9**).

**Soluzione**

1. Traduciamo i nomi dei composti nelle relative formule e scriviamo l'equazione della reazione, in fase gassosa, che all'equilibrio è la seguente:



Dalla stechiometria della reazione si può facilmente notare che ogni mole di acqua reagisce con una mole di CO, in un rapporto 1:1; e analogamente per ogni mole di idrogeno ottenuta si formerà 1 mole di diossido di carbonio. La reazione si presenta "stechiometricamente" identica se si parte dai prodotti per ottenere i reagenti, essendo come è evidente una reazione di equilibrio.

Nel caso specifico, avendo fatto reagire 4 moli di acqua e 5 di monossido di carbonio, all'equilibrio, a 1000 °C, per la stechiometria della reazione, sono presenti 2 moli di diossido di carbonio e 2 moli di idrogeno.

Alla luce di queste considerazioni possiamo analizzare il numero di moli di ogni componente all'equilibrio:

$$n \text{H}_2\text{O}: 4 \text{ (moli iniziali)} - 2 \text{ (moli reagite)} = 2 \text{ moli}$$

$$n \text{CO}: 5 \text{ (moli iniziali)} - 2 \text{ (moli reagite)} = 3 \text{ moli}$$

$$n \text{CO}_2: 0 \text{ (moli iniziali)} + 2 \text{ (moli prodotte)} = 2 \text{ moli}$$

$$n \text{H}_2: 0 \text{ (moli iniziali)} + 2 \text{ (moli prodotte)} = 2 \text{ moli}$$

Come si può notare dalla reazione, all'equilibrio il numero di moli complessivo rimarrà pari a 9. Infatti, poiché la reazione prevede rapporti stechiometrici 1:1 sia per i reagenti sia per i prodotti, non c'è alcuna variazione nel numero di moli durante la reazione.

2. Per quanto concerne il secondo quesito, relativo al calcolo della costante di equilibrio K, scritta l'espressione della K della reazione, sostituiamo i valori in moli all'equilibrio:

$$K = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]} = \frac{2 \times 2}{2 \times 3} = 0,8$$

Dalla relazione è evidente che al posto delle concentrazioni (moli/volume), abbiamo utilizzato direttamente le moli; ma è stato possibile effettuare questa semplificazione perché il volume è lo stesso per tutti i componenti e inoltre la reazione non comporta variazioni nel numero di moli.

N.B. Se avessimo operato con le concentrazioni il risultato sarebbe stato perfettamente identico a quello ottenuto, infatti:

$$K = \frac{(2/V) \times (2/V)}{(2/V) \times (3/V)} = 0,8$$

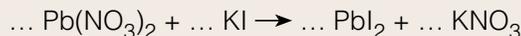
Per la reazione inversa la costante K' sarà:

$$K' = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]} = \frac{2 \times 3}{2 \times 2} = 1,25$$

Vale la relazione  $K' = 1/K$

## 5° Problema risolto

In questa equazione chimica da bilanciare:



combinando una soluzione 0,1 M di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  con una soluzione 0,01 M di KI si formano in 10 secondi 2,305 g di precipitato di  $\text{PbI}_2$ . Calcola la velocità media della reazione, la massa in grammi dei due reagenti e il volume delle due soluzioni necessario per ottenere questa quantità di  $\text{PbI}_2$ .

### Risolviamo insieme

#### Dati

Molarità soluzione di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 0,1 \text{ M}$

Molarità soluzione di KI = 0,01 M

Massa m di  $\text{PbI}_2 = 2,305 \text{ g}$

Durata reazione: 10 secondi

#### Incognite

Velocità della reazione (v)

Massa (m) in grammi di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e KI

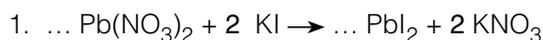
Volume in litri (V) delle soluzioni di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e KI

#### Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. bilanciare l'equazione chimica (**capitolo 8**);
2. ricordare la definizione di velocità di una reazione e la formula corrispondente per calcolarla (**capitolo 9**);
3. calcolare la massa molare (**capitolo 5**);
4. calcolare massa in grammi da numero moli e viceversa (**capitolo 5**);
5. calcolare la molarità di una soluzione e il volume di una soluzione a molarità nota (**capitolo 5**).

#### Soluzione



$$2. v = \frac{\Delta c}{\Delta V} = 2,305/10 = 0,2305 \text{ g/s}$$

$$3. \text{MM}(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 283,22 \text{ g/mol}; \text{MM}(\text{KI}) = 166,00 \text{ g/mol}; \text{MM}(\text{PbI}_2) = 461,00 \text{ g/mol}$$

$$4. n(\text{PbI}_2) = 2,305 \text{ g}/461,00 \text{ g/mol} = 0,005 \text{ mol}; \text{dall'equazione ricaviamo che } n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{PbI}_2) = 0,005 \text{ mol e } n(\text{KI}) = 2 n(\text{PbI}_2) = 0,01 \text{ mol};$$

per cui per ottenere 2,305 g di precipitato occorreranno:

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = n \times \text{MM} = 0,005 \text{ mol} \times 283,22 \text{ g/mol} = 1,416 \text{ g}$$

$$m(\text{KI}) = 0,01 \text{ mol} \times 166,00 \text{ g/mol} = 1,66 \text{ g}$$

5. Noto il numero di moli e la molarità delle soluzioni, ricaviamo il volume delle due soluzioni applicando la formula:

$$V = n/M$$

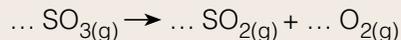
per cui:

$$V(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,005 \text{ mol}/0,1 \text{ mol/L} = 0,05 \text{ L (50 mL)}$$

$$V(\text{KI}) = 0,01 \text{ mol}/0,01 \text{ mol/L} = 1 \text{ L}$$

## 6° Problema risolto

La reazione di decomposizione del triossido di zolfo (anidride solforica) determina all'equilibrio la formazione di una miscela di gas (equazione da bilanciare):



A una determinata temperatura risultano all'equilibrio le seguenti concentrazioni:

$$[\text{SO}_3] = 0,24 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_2] = 0,96 \text{ mol/L}$$

$$[\text{O}_2] = 0,48 \text{ mol/L}$$

Calcola la costante di equilibrio.

### Risolviamo insieme

#### Dati

Concentrazione all'equilibrio di reagenti e prodotti (vedi sopra)

#### Incognita

Costante di equilibrio

#### Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. bilanciare una equazione chimica (**capitolo 8**);
2. calcolare la costante di equilibrio (**capitolo 9**).

#### Soluzione

1. Bilanciamo la reazione:



2. Applichiamo l'espressione della costante di equilibrio:

$$k = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$$

3. Sostituendo i valori forniti calcoliamo k:

$$k = \frac{[0,96]^2 [0,48]}{[0,24]^2} = \frac{0,9216 \times 0,48}{0,0576} = 7,68$$

### VELOCITÀ DI REAZIONE

Velocità di reazione = variazione di concentrazione di un reagente o di un prodotto per l'intervallo di tempo

$$v = \Delta C / \Delta t$$

La velocità di una reazione è proporzionale al prodotto delle concentrazioni dei reagenti, elevate ciascuna a un esponente:

$$v = k[\text{A}]^m [\text{B}]^n$$

dove m e n non devono coincidere necessariamente con i coefficienti stechiometrici, ma sono ricavabili per via sperimentale e K dipende dalla natura dei reagenti e cresce con la temperatura.

## 7° Problema risolto

In un reattore del volume di 2 litri, mantenuto a una temperatura di 300 °C, all'equilibrio, il 70% di  $\text{PCl}_5$  è dissociato in  $\text{PCl}_3$  e in  $\text{Cl}_2$ . Quante moli di  $\text{Cl}_2$  devono essere aggiunte nello stesso reattore a 1 mole di  $\text{PCl}_5$  perché all'equilibrio si osservi una dissociazione pari al 50%?

### Risolviamo insieme

#### Dati

Volume reattore = 2 L

T = 300 °C

Dissociazione (in  $\text{PCl}_3$  e in  $\text{Cl}_2$ ) di  $\text{PCl}_5$  all'equilibrio: 70%

n  $\text{PCl}_5$  = 1 mol

#### Incognite

Moli di  $\text{Cl}_2$  aggiunte perché  $\text{PCl}_5$  si dissocia al 50%

#### Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. scrivere la reazione e bilanciarla (**capitolo 8**);
2. trovare il rapporto stechiometrico tra le sostanze in gioco (**capitolo 8** e approfondimento **Problemi di stechiometria del capitolo 5**);
3. calcolare la  $K_c$  (è la  $K_{eq}$  quando le concentrazioni sono espresse in mol/l: vedi **capitolo 9**);
4. calcolare il numero di moli di  $\text{Cl}_2$  perché reagisca solo il 50% delle moli iniziali di  $\text{PCl}_5$

#### Soluzione

1. Si deve come prima operazione scrivere la reazione e bilanciarla



2. Sapendo di avere inizialmente 1 mole di pentacloruro di fosforo, che all'equilibrio è dissociato per il 70%, possiamo conoscere le moli dei prodotti formati all'equilibrio e le moli di pentacloruro di fosforo che sono rimaste.

Il numero di moli di  $\text{PCl}_5$  che hanno reagito è pari al 70% di una mole, sarà perciò:

$$1 \times 0,7 = 0,7 \text{ mol}$$

Osservando la stechiometria della reazione è evidente che tale valore è uguale al numero di moli di  $\text{PCl}_3$  e alle moli di  $\text{Cl}_2$ , che si sono formate all'equilibrio.

Le moli di  $\text{PCl}_5$  residue all'equilibrio saranno per differenza:

$$1 - 0,7 = 0,3$$

Per calcolare la costante di equilibrio  $K_c$  potremo applicare la relazione tra le concentrazioni delle sostanze in gioco:

$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5] = (0,7 : 2) \cdot (0,7 : 2) : (0,3 : 2) = 0,82 \text{ mol/L}$$

3. Si devono ora determinare le moli di cloro da aggiungere affinché l'equilibrio cambi fino a consentire la reazione di solo il 50% delle moli iniziali di  $\text{PCl}_5$ . Ricordando che all'inizio è presente 1 mole di tale composto, nella nuova condizione di equilibrio, determinata dall'aggiunta di cloro, ne saranno rimaste 0,5 moli, mentre si saranno formate necessariamente 0,5 moli di  $\text{PCl}_3$ .

Indicando con x le moli di  $\text{Cl}_2$  aggiunte al sistema, all'equilibrio saranno presenti  $0,5 + x$  di tale composto. Possiamo allora scrivere:

$$K_c = [\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2] / [\text{PCl}_5]$$

$$K_c = \frac{[(0,5 : 2)] \cdot [(0,5 + x) : 2]}{[(0,5 : 2)]} = 0,82$$

Effettuando le opportune semplificazioni, avremo:

$$(0,5 + x) : 2 = 0,82$$

$$0,5 + x = 0,82 \cdot 2$$

$$x = [0,82 \times 2] - 0,5 = 1,64 - 0,5 = 1,14 \text{ mol}$$

che rappresenta il numero di  $\text{Cl}_2$  da aggiungere al sistema affinché l'equilibrio cambi fino a consentire la reazione di solo il 50% delle moli iniziali di  $\text{PCl}_5$ .

## 8° Problema risolto

In un recipiente della capacità di 3 litri si introducono 5 g di  $\text{N}_2$  e 16 g di  $\text{O}_2$ , che vengono riscaldati alla temperatura di  $1300^\circ\text{C}$ . Sapendo che la reazione



a quella temperatura presenta una costante di equilibrio di  $6,4 \cdot 10^{-6}$ , calcola quante moli di NO si ottengono e quale sarà la sua pressione parziale all'equilibrio.

### Risolviamo insieme

#### Dati

$$V = 3 \text{ L}$$

$$m\text{N}_2 = 5 \text{ g}$$

$$m\text{O}_2 = 16 \text{ g}$$

$$t^\circ = 1300^\circ\text{C}$$

$$K_2 = 6,4 \times 10^{-6}$$

#### Incognite

$$n\text{NO}$$

$$p\text{NO}$$

#### RICORDA

La pressione totale di una miscela gassosa ( $p_{\text{TOT}}$ ) è data dalla somma delle pressioni parziali dei gas componenti:  $p_{\text{TOT}} = p_1 + p_2 + p_3 \dots$ . Conoscendo la frazione molare di un gas (rapporto tra  $n$  moli del gas e numero moli totali della miscela:  $X_1 = n_1/n_{\text{TOT}}$ ) e la pressione totale della miscela di gas ( $p_{\text{TOT}}$ ) possiamo ricavare la pressione parziale del gas:  $p_1 = X_1 \times p_{\text{TOT}}$

#### Conoscenze e abilità necessarie

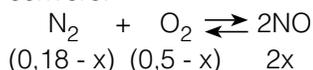
Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. calcolare il numero di moli a partire dalla massa in grammi (**capitolo 5**);
2. calcolare la massa molare (**capitolo 5**);
3. scrivere la costante di equilibrio (**capitolo 9**).

#### Soluzione

1. Calcoliamo come prima operazione le moli iniziali di  $\text{O}_2$  e di  $\text{N}_2$ , che risultano rispettivamente:  $16/32 = 0,5$  e  $5/28 = 0,18$

All'equilibrio una parte di queste moli hanno reagito per dare un certo numero di moli di NO. Osservando dalla stechiometria della reazione il rapporto tra le moli in gioco delle diverse sostanze coinvolte e dette  $x$  le moli di  $\text{O}_2$  che hanno reagito all'equilibrio, possiamo allora scrivere:



Ricordando che la costante di equilibrio è adimensionale possiamo considerare semplicemente le moli delle sostanze che partecipano all'equilibrio e scrivere:

$$K = \frac{(2x)^2}{(0,18 - x) \cdot (0,5 - x)} = 6,4 \times 10^{-6}$$

Potremo così conoscere dopo opportuni calcoli il valore dell'incognita  $x = 0,00038$ .

Le moli di NO risultano pari a  $0,00038 \cdot 2 = 0,00076$

2. Calcoliamo ora le moli totali della miscela gassosa, che ci permettono di determinare la pressione parziale di NO:

$$\text{moli di N}_2 = 0,18 - 0,00038 = 0,1796$$

$$\text{moli di O}_2 = 0,5 - 0,00038 = 0,4996$$

$$\text{moli di NO} = 0,00076$$

$$\text{moli totali, } n_{\text{TOT}} = 0,1796 + 0,4996 + 0,00076 = 0,67998$$

La frazione molare di NO ( $X_{\text{NO}}$ ) sarà dunque:

$$X_{\text{NO}} = 0,00076/0,67998 = 0,001118$$

Dalla nota formula  $P_{\text{TOT}}V = nRT$  determineremo così la pressione totale:

$$P_{\text{TOT}} = n_{\text{TOT}}RT/V = 0,67998 \cdot 0,0821 \cdot 1573/3 = 29,272 \text{ atm}$$

e quindi anche la pressione parziale di NO, che è data dalla relazione:

$$p_{\text{NO}} = X_{\text{NO}} P_{\text{TOT}}$$

da cui, sostituendo i valori, otterremo

$$p_{\text{NO}} = 0,001118 \cdot 29,272 = 0,033 \text{ atm}$$

## 9° Problema risolto

In  $300 \text{ cm}^3$  di una soluzione acquosa sono sciolti 50 g di acido cloridrico. Calcola la molarità e il pH della soluzione, definendo inoltre il suo carattere acido o basico.

### Risolviamo insieme

#### Dati

Massa in grammi acido cloridrico = 50 g

Volume della soluzione =  $300 \text{ cm}^3$

#### Incognite

Molarità della soluzione

pH della soluzione

#### Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. tradurre i nomi della sostanza nella relativa formula (conoscenza della nomenclatura tradizionale: **capitolo 7**)
2. definire e calcolare la molarità (**capitolo 5** e box **Molarità, nel 1° problema**);
3. definire e calcolare il pH (**capitolo 10**);
4. riconoscere la scala del pH (**capitolo 10**).

#### Soluzione

1. L'acido cloridrico ha formula HCl, è un acido forte e monoprotico: questo vuol dire che la concentrazione dell'acido coincide con la  $[\text{H}^+]$  presenti in soluzione:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+]$$

2. Il calcolo delle moli  $n$  di HCl presenti in 50 g della sostanza si può eseguire applicando la relazione:

$$n = m / MM$$

dove  $MM$  rappresenta la massa molare, che come valore è pari alla massa molecolare  $M_m$  espressa in grammi per mole (g/mol) e  $m$  la massa in grammi della sostanza.

Calcoliamo la massa molecolare  $M_m$  di HCl, facendo la somma delle masse atomiche degli elementi che compongono l'acido:

$$M_{m_{\text{HCl}}} = H + Cl = 1,008 + 35,453 = 36,461 \text{ u}$$

Per quanto detto in precedenza la massa molare  $MM$  sarà:

$$MM = 36,461 \text{ g/mol}$$

Potremo ora calcolare il numero di moli:

$$n = m(g) / MM = 5 \text{ g} / 36,461 \text{ g/mol} = 0,137 \text{ moli}$$

3. La molarità dell'acido si calcola facendo il rapporto tra il numero di moli  $n$  e il volume in litri. Nel nostro caso dovremo trasformare il volume espresso in  $\text{cm}^3$  in una quantità in litri, ricordando che  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ .

Avremo quindi:

$$300 \text{ cm}^3 = 300 \text{ mL} = 0,300 \text{ L}$$

La concentrazione espressa in termini di molarità sarà dunque:

$$[\text{HCl}] = n \text{ moli} / V(\text{litri}) = 0,137 \text{ mol} / 0,300 \text{ L} = 0,457 \text{ mol/L}$$

La molarità dell'acido sarà  $M_{\text{HCl}} = 4,57 \cdot 10^{-1} \text{ M}$

4. Essendo l'acido cloridrico un acido forte, è completamente dissociato e la sua concentrazione sarà uguale a quella degli ioni  $[\text{H}^+]$  presenti:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 4,57 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Potremo ora calcolare il pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [4,57 \cdot 10^{-1}] = -(-0,34) = 0,34$$

La soluzione ha un pH = 0,34 ossia molto minore di 7, per cui ha un carattere fortemente acido: **la soluzione è acida.**

## 10° Problema risolto

Determina la molarità e il pH di una soluzione ottenuta con 250 mg di idrossido di sodio in 500 mL di  $\text{H}_2\text{O}$ . Stabilisci se la soluzione è acida o basica.

### Risolviamo insieme

#### Dati

Massa in grammi idrossido di sodio = 250 g

Volume di soluzione = 500 mL

#### Incognite

Molarità della soluzione

pH della soluzione

### Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. tradurre i nomi della sostanza nella relativa formula (conoscenza della nomenclatura tradizionale: **capitolo 7**);
2. definire e calcolare la molarità (**capitolo 3** e box **Molarità, nel 1° problema**);
3. definire e calcolare il pH e il pOH (**capitolo 10**);
4. riconoscere la scala del pH (**capitolo 10**).

### Soluzione

1. L'idrossido di sodio, la cui formula è NaOH, è una base forte, che in soluzione si dissocia completamente in  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ .
2. Dobbiamo calcolare il numero di moli presenti in 250 mg di tale sostanza.  
Effettueremo il calcolo della massa molecolare di NaOH:  

$$\text{Mm}_{\text{NaOH}} = \text{Na} + \text{O} + \text{H} = 22,99 + 16 + 1,008 = 39,998 \text{ u}$$
 La corrispondente massa molare MM sarà pari a:  

$$\text{MM}_{\text{NaOH}} = 39,998 \text{ g/mol}$$
 Saremo ora in grado di calcolare il numero di moli  $n$ , ricordando che  $250 \text{ mg} = 0,25 \text{ g}$   

$$n = m(\text{g}) / \text{MM} = 0,25 \text{ g} / 39,998 \text{ g/mol} = 0,00625 \text{ moli}$$
3. Calcoliamo la **molarità M** della soluzione di NaOH, dopo aver effettuato la conversione del volume in litri ( $500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$ ):  

$$[\text{NaOH}] = n / V(\text{litri}) = 0,00625 / 0,500 \text{ L} = 0,0125 \text{ mol/L} = 0,0125 \text{ M} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$
 Trascurando la concentrazione di ioni  $[\text{OH}^-]$  dovuti alla dissociazione dell'acqua, risulta che:  

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$
4. Ricordando che il pOH è il logaritmo decimale negativo della concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  potremo calcolare il pOH:  

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [1,25 \cdot 10^{-2}] = -(-1,9) = 1,9$$
5. Dalla nota relazione tra pH e pOH calcoleremo il pH della soluzione:  

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,9 = 12,1$$
6. Essendo il  $\text{pH} = 12,1 > 7$  la soluzione sarà **fortemente basica**.